Martha Reis
Química
Manual do Professor
2
Química - Ensino Médio
ea
editora ática

Martha Reis

Química

Manual do Professor

Martha Reis

Bacharela e licenciada em Química pela Faculdade de Ciências Exatas, Filosóficas e Experimentais da Universidade Presbiteriana Mackenzie.

Foi professora dos colégios Mackenzie e Objetivo e do curso preparatório para vestibulares Universitário, tendo atuado também como editora de livros didáticos.

Química - Ensino Médio

2ª EDIÇÃO

SÃO PAULO • 2016

Diretoria editorial
Lidiane Vivaldini Olo
Gerência editorial
Luiz Tonolli
Editoria de Biologia e Química
Isabel Rebelo Roque
Edição
Daniela Teves Nardi
Gerência de produção editorial
Ricardo de Gan Braga
Arte
Andréa Dellamagna (coord. de criação),
Erik TS (progr. visual de capa e miolo),
André Gomes Vitale (coord. e edição)
e Casa de Tipos (diagram.)
Revisão
Hélia de Jesus Gonsaga (ger.),
Rosângela Muricy (coord.), Ana Paula Chabaribery Malfa,
Gabriela Macedo de Andrade, Heloísa Schiavo,
Brenda Morais e Gabriela Miragaia (estagiárias)
Iconografia
Sílvio Kligin (superv.), Denise Durand Kremer (coord.),
Monica de Souza (pesquisa), Cesar Wolf e
Fernanda Crevin (tratamento de imagem)
Ilustrações
Luis Moura e Paulo Manzi
Cartografia
Eric Fuzii, Márcio Souza
Foto da capa: Henrik Sorensen/Getty Images
Protótipos
Magali Prado

Direitos desta edição cedidos à Editora Ática S.A.
Avenida das Nações Unidas, 7221, 3º andar, Setor A
Pinheiros – São Paulo – SP – CEP 05425-902
Tel.: 4003-3061
www.atica.com.br / editora@atica.com.br

2016

ISBN 978 85 08 17945 9 (AL)
ISBN 978 85 08 17946 6 (PR)
Cód. da obra CL 713350
CAE 566 083 (AL) / 566 084 (PR)

2ª edição
1ª impressão

Impressão e acabamento

Dados Internacionais de Catalogação na Publicação (CIP)
(Câmara Brasileira do Livro, SP, Brasil)

Fonseca, Martha Reis Marques da
Química : ensino médio / Martha Reis. --
2. ed. -- São Paulo : Ática, 2016.

Obra em 3 v.
Bibliografia.

1. Química (Ensino médio) I. Título.

16-01899 CDD-540.7

Índices para catálogo sistemático:

1. Química : Ensino médio 540.7

APRESENTAÇÃO

Em geral, pais e professores sempre insistem na importância de estudar, aprender e ampliar os próprios horizontes, pois acreditam firmemente que a escola, a leitura, a pesquisa orientada e as discussões em classe podem proporcionar melhores oportunidades no futuro.

Porém, nem sempre os alunos pensam dessa mesma forma e muitos sentem o tempo que passam na escola como perdido; tempo em que poderiam estar com os amigos, ou desfrutando como bem entendessem, se a eles fosse dada essa opção.

Mas não existe recompensa sem trabalho. Se hoje todos os momentos fossem de diversão, amanhã todos os momentos seriam de dificuldades.

Há tempo para estudar e tempo para se divertir.

Mas será que não existe nenhuma saída para isso?

Existe sim: se você conseguir fazer das suas horas de estudo uma fonte de prazer, você será uma pessoa totalmente realizada.

Pense nisso...

A autora

Nunca considerem seu estudo como uma obrigação, mas sim como uma oportunidade invejável de compreender a beleza libertadora do intelecto utilizado para seu prazer pessoal e para o proveito da comunidade à qual pertencerá o seu trabalho futuro.

Albert Einstein

Valentyn Volkov/Shutterstock

Conheça seu Livro

Abertura da Unidade

Cada volume da coleção é dividido em cinco Unidades temáticas. O tema de cada Unidade é apresentado com um breve texto de introdução.

Foi notícia!

Esta seção abre todos os capítulos da coleção e apresenta um texto jornalístico relacionado ao tema da Unidade, do qual são extraídas questões.

Retomando a notícia

As respostas para as questões levantadas na seção Foi notícia! são discutidas com base na teoria apresentada no capítulo.

Experimento

Experimentos investigativos que introduzem um assunto e despertam questionamentos e a vontade de continuar aprendendo.

Os experimentos são fáceis e acessíveis, norteados pela preocupação com a segurança e com o meio ambiente.

Cotidiano do Químico

O objetivo desta seção é apresentar processos químicos realizados em laboratório e um pouco do cotidiano do profissional da área química.

Curiosidade

Fatos intrigantes relacionados ao assunto que está sendo desenvolvido, eventos históricos ou discussões extras para o enriquecimento da aula são alguns dos temas que aparecem neste boxe.

De onde vem... para onde vai?

Discute, de modo simples, as matérias-primas utilizadas, o processo de extração, de obtenção e as aplicações de produtos economicamente importantes. Esta seção inclui uma sugestão de trabalho em equipe, afinal aprender a trabalhar em grupo, a respeitar opiniões, a expor um ponto de vista e a buscar uma solução em conjunto são habilidades muito requisitadas no mercado de trabalho.

Saúde e sociedade

Textos que evidenciam a relação da Química com temas que envolvem a saúde e a nossa sociedade atual.

Exercício resolvido e Exercícios

Ao longo dos capítulos são propostas questões que auxiliam a compreensão do tema e é apresentado um exercício resolvido.

Compreendendo o Mundo

Esta seção, que finaliza as Unidades, conclui o tema que foi discutido e mostra como ele está relacionado ao tema que será abordado na Unidade seguinte.

Sumário

Unidade 1: Meteorologia e as variáveis do clima

topseller/Shutterstock

Unidade 2: Poluição da água

Unidade 3: Poluição térmica

CAPÍTULO 6

CAPÍTULO 7

Unidade 4: Corais

CAPÍTULO 8

Tischenko Irina/Shutterstock/Glow Images

CAPÍTULO 9

Unidade 5: Lixo eletrônico

CAPÍTULO 10

CAPÍTULO 11

Sérgio Dotta/Arquivo da editora

UNIDADE 1

Meteorologia e as variáveis do clima

Nesta primeira Unidade vamos discutir assuntos que envolvem variáveis como temperatura, pressão, volume, umidade relativa do ar e comportamento da matéria no estado gasoso. Todas são usadas na Meteorologia para a previsão do tempo e, portanto, para retratar o clima.

O clima depende principalmente das seguintes características geográficas da região: tipo de relevo, proximidade do oceano e distância em relação ao equador ou aos polos. Cada uma das regiões do planeta apresenta um clima-padrão que se repete regularmente a cada período do ano, fruto das características próprias de cada lugar.

A Meteorologia analisa algumas variáveis da atmosfera, e a partir desses dados consegue prever, com alguma antecedência, se em uma região de clima tropical, por exemplo, vai se formar uma tempestade ou se existe possibilidade de chuva em uma região de clima semiárido.

Entender como as variáveis afetam esses fenômenos nos ajuda a compreender melhor as notícias e a nos posicionar diante dos fatos.

CAPÍTULO 1

Teoria cinética dos gases

FOI NOTÍCIA!

A Meteorologia hoje: barômetros, termômetros e higrômetros

Artur Synenko/Shutterstock

O barômetro é um dos instrumentos utilizados na previsão do tempo.

"Você provavelmente já ouviu dizer que quanto mais palpiteiros houver, piores os resultados, talvez como referência a [...] uma empresa ou até uma equipe esportiva. A ideia é que, quanto mais pessoas estiverem envolvidas em um projeto, maior a chance de que o resultado cause confusão, seja chato ou simplesmente horrível. De certa forma, a atmosfera é uma dessas situações em que há fatores demais dando palpite: gravidade, luz solar, rotação, zonas de pressão conflitantes, oceanos frios, desertos quentes, cadeias de montanhas e correntes de ar fortíssimas, para mencionar alguns. Essas forças constantemente forçam a atmosfera a se mover, e compreender o que ela está fazendo a cada dado momento requer muito estudo e observação.

Três propriedades essenciais – pressão, temperatura e umidade – devem ser medidas constantemente para se compreender o funcionamento da atmosfera. Por isso, a Meteorologia não emergiu realmente como ciência antes do século XVII, quando foram inventados o barômetro, que mede confiavelmente a pressão do ar, e um termômetro preciso para medir temperaturas. Antes do final daquele século, os cientistas também desenvolveram higrômetros confiáveis para medir a umidade. Esses instrumentos, bem como medidores do nível de chuva, permitiram melhoras no planejamento agrícola e nas viagens marítimas. [...]

Por volta do final do século XIX, os meteorologistas estavam usando balões meteorológicos para estudar as camadas superiores da atmosfera. Ao fazê-lo, conseguiram descobertas essenciais sobre a pressão do ar em altitude elevada e os padrões do vento. Com isso, eles puderam descobrir o papel desempenhado pelos centros de baixa pressão na determinação de padrões meteorológicos. Você já deve ter visto o apresentador apontar para eles em uma previsão do tempo na TV. O ar mais frio e denso avança em espiral para áreas mais quentes e de pressão mais baixa, vindo de regiões vizinhas. Isso leva o ar quente a subir para a parte superior da atmosfera, onde se espalha para todos os lados. Essas formações são conhecidas como ciclones (não confundir com furacões e tufões, que em algumas regiões recebem o nome de ciclones).

Mas essa elevação do ar não acontece apenas em um centro de baixa pressão. Também acontece quando duas massas de ar colidem em uma frente. Em ambos os casos, o ar elevado muitas vezes forma nuvens e sistemas de tempestades. Com essas descobertas, os meteorologistas estavam mais preparados para prever o tempo. Não estavam mais apresentando palpites informados baseados em reconhecimento de padrões, mas sim compreendendo como funciona a atmosfera. [...]"

LAMB, Robert. Disponível em: <http://ciencia.hsw.uol.com.br/meteorologia2.htm>. Acesso em: 14 set. 2015.

Você acabou de ler uma matéria que fala sobre os diversos fatores que influenciam o comportamento da atmosfera, a complexidade que envolve as previsões meteorológicase como se formam os ciclones, que são diferentes dos furacões. Você sabe como se formam os furacões?

1 O gás ideal

- As nuvens nem têm forma definida nem volume constante. Isso significa que são “feitas” de gás?
- Como o ar dentro dos pneus consegue sustentar o peso de um carro?
- Por que não podemos aquecer ou incinerar nenhuma embalagem de aerossol ou *spray*?

Sydugina/Shutterstock

Aerossol

Thinkstock/Getty Images

Pneu sendo calibrado.

Para responder a essas perguntas e a muitas outras que surgem no nosso dia a dia, como quando cozinhamos um alimento, observamos um veículo movido a GLP (gás liquefeito de petróleo) ou enchemos balões para uma festa, precisamos entender como um gás se comporta.

> GLP é a sigla de gás liquefeito de petróleo que consiste em uma mistura dos hidrocarbonetos propano e butano, que pode ser armazenada na forma líquida sob pressão moderada.

O comportamento, ou **estado**, de um gás é caracterizado quando conhecemos os valores exatos de seu volume, de sua pressão e de sua temperatura.

Essas grandezas são denominadas **variáveis de estado** de um gás.

> Cada conjunto específico de valores de volume, pressão e temperatura caracteriza um estado diferente do gás.

Não podemos observar o comportamento das **partículas** (átomos ou moléculas) de um gás, mas podemos fazer vários experimentos com os gases e, a partir do resultado desses experimentos, criar um **modelo** para o comportamento dessas partículas.

A teoria cinética dos gases – ou teoria do **gás ideal** – é isso: um modelo (logo, sem existência física real) utilizado para explicar de modo geral o comportamento dos gases.

Que tal fazer alguns experimentos com gases antes de começar a estudar essa teoria? Podemos usar o ar atmosférico, uma mistura em que a maioria dos constituintes se encontra no estado gasoso.

> O ar atmosférico também contém partículas sólidas em suspensão, além de vapor de água.

Experimento

Propriedades dos gases

Parte 1: O gás exerce pressão?

Material necessário

- 1 garrafa PET vazia, limpa e seca, com tampa de rosca
- 1 prego
- 1 panela ou tigela funda
- 1 jarra
- água

Shutterstock/Glow Images

Como fazer

Cuidadosamente faça um furo na base da garrafa PET com o prego. Coloque água dentro da tigela. Coloque a garrafa dentro da tigela com água. Com a ajuda da jarra, coloque água dentro da garrafa e feche-a com a tampa. Levante a garrafa retirando-a da tigela, segurando pelo gargalo. O que você observa? Cuidadosamente, abra a tampa da garrafa. E agora, o que acontece?

Parte 2: O gás ocupa espaço?

Material necessário

- 1 copo
- 1 folha de papel
- 1 panela ou tigela funda (mais alta que o copo)
- água

Shutterstock/Glow Images

Como fazer

Amasse a folha de papel e coloque-a bem no fundo do copo. Vire o copo de cabeça para baixo para ter certeza de que o papel não vai cair. Encha a panela ou a tigela com água. Vire o copo de cabeça para baixo novamente e, mantendo-o na posição vertical, empurre-o para dentro da panela de água. Aguarde alguns instantes e retire o copo. O que ocorreu com o papel?

Parte 3: O gás expande e contrai?

Material necessário

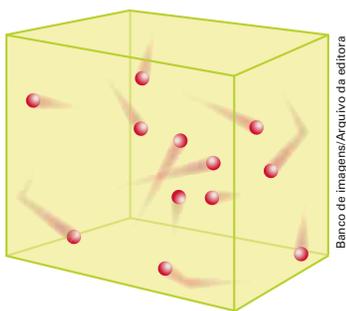
- 1 garrafa PET transparente, vazia, limpa e seca
- 1 balão (bexiga) de aniversário
- 2 tigelas ou vasilhas fundas, uma com água quente e outra com água gelada

Shutterstock/Glow Images

Como fazer

Encaixe o balão de aniversário na boca da garrafa PET. Coloque a garrafa PET com o balão dentro da tigela com água quente. Espere alguns minutos. O que acontece? Em seguida coloque o sistema garrafa-balão dentro da tigela com água gelada. O que ocorre agora?

Investigue

1. Como você explica o resultado da parte 1 do nosso experimento? Por que o comportamento da água dentro da garrafa muda quando abrimos a tampa?
2. Como você explica o que ocorreu com o papel dentro do copo quando ele é colocado de cabeça para baixo dentro da tigela com água?
3. Como você explica os fenômenos observados na parte 3 do nosso experimento? Por que eles ocorrem dessa maneira?
4. Proponha um experimento por meio do qual seja possível verificar se os gases possuem massa ou não.

Modelo do comportamento do gás hipotético *X*

Há muito tempo o comportamento dos gases fascina e intriga as pessoas. Justamente por não podermos ver as partículas de um gás, temos que imaginar como elas se comportam.

O modelo do gás ideal foi proposto com base na resposta para algumas perguntas, em destaque a seguir.

Antes de ver a resposta, tente imaginar um modelo que possa explicar por que os gases se comportam dessa maneira e depois compare seu modelo com o que foi proposto pelos cientistas.

Por que as partículas de gás não se depositam no solo pela ação da gravidade?

Os cientistas admitiram que todo gás é formado por partículas minúsculas que se movimentam velozmente, de modo livre e desordenado. Esse movimento é denominado agitação térmica, porque depende diretamente da temperatura do gás. Por exemplo, a velocidade média das partículas dos gases existentes no ar atmosférico, em condições ambientes (25 °C e 1 atm), é da ordem de 1 400 km/h.

Por que os gases podem ser comprimidos e por que se expandem e se contraem com a variação da temperatura?

Tente responder a essa pergunta propondo um modelo que possa explicar por que os gases geralmente têm baixa densidade, misturam-se homogeneamente uns com os outros, podem ser facilmente comprimidos e expandem-se espontaneamente, dilatando-se ao absorver calor, por exemplo. E então, conseguiu?

O que os cientistas admitiram é que as partículas de um gás estão muito afastadas umas das outras, e o espaço que elas ocupam é desprezível em relação ao espaço “vazio” que existe entre elas. Desse modo, a atração que as partículas de um gás ideal exercem umas sobre as outras também é desprezível; o movimento de uma partícula praticamente não interfere diretamente no movimento de outra.

Por que um gás exerce pressão uniforme nas paredes do recipiente que o contém?

Para explicar essa observação, os cientistas admitiram que as partículas de um gás movem-se ao acaso, segundo trajetórias retilíneas que só são interrompidas quando elas colidem umas com as outras ou contra as paredes do recipiente que as contém. A pressão exercida por um gás dentro de um recipiente resulta justamente dos choques das partículas contra as paredes, que ocorrem de forma perfeitamente elástica, sem variação da energia cinética total (considerando que não haja diferença de temperatura entre o gás e o meio externo, pois nesse caso as moléculas do gás poderiam perder ou ganhar energia cinética).

O choque que ocorre entre duas partículas do gás é também perfeitamente elástico, isto é, a energia cinética total de duas partículas que colidem permanece inalterada, embora uma partícula possa perder energia para outra durante a colisão.

Note que, estando em movimento contínuo, as partículas de um gás possuem uma energia cinética (E_c) que depende da massa (m) e da velocidade (v) das partículas:

$$E_c = \frac{1}{2} \cdot m \cdot v^2$$

Por volta de 1880, o químico irlandês Thomas Andrews (1813-1885) demonstrou a existência de uma temperatura crítica, característica de cada espécie de matéria, acima da qual é impossível fazê-la mudar do estado gasoso para o estado líquido apenas por aumento de pressão, qualquer que seja a pressão exercida sobre ela. Nessa situação, a única forma de promover a mudança de estado é diminuir a temperatura. Essa temperatura crítica diferencia os conceitos de **vapor** e **gás**.

- A matéria está no estado de vapor quando sua temperatura está abaixo da temperatura crítica.
- A matéria está no estado gasoso quando sua temperatura está acima da temperatura crítica.

Por exemplo, em temperaturas acima de 374 °C (temperatura crítica da água), não é mais possível liquefazer a água apenas por aumento de pressão: acima dessa temperatura a água é um gás.

Mesmo considerando um único elemento ou uma única substância, de modo que todas as partículas tenham a mesma massa, a velocidade (energia cinética) de uma partícula específica pode ser diferente da de outra partícula em dado instante.

Por isso, define-se para as partículas de um gás uma **velocidade média** e uma **energia cinética média**. Essa energia cinética média é diretamente proporcional à temperatura termodinâmica do gás (T).

$E_c = k \cdot T$ (em que k é uma constante de proporcionalidade)

Logo, podemos admitir o seguinte modelo de comportamento para um **gás ideal**:

- O volume que um gás ideal ocupa é igual ao volume do recipiente que o contém. O volume das partículas é desprezível em relação ao volume do recipiente.
- A pressão que o gás exerce é o resultado das colisões das partículas do gás contra as paredes do recipiente que o contém; essas colisões ocorrem sem variação da energia cinética total (desde que o gás esteja em equilíbrio térmico com o meio externo).
- A temperatura termodinâmica (T) é diretamente proporcional à energia cinética média das partículas que constituem o gás.

Observe que **a energia cinética depende da massa do gás** e a **temperatura não depende**.

Note que esse modelo de comportamento proposto pela teoria do gás ideal afasta-se sensivelmente daquele observado na prática para um gás real em condições de pressão muito alta e/ou temperatura muito baixa. Nessas condições, o volume do gás diminui bastante, e as partículas ficam mais próximas, passando a interferir uma no movimento da outra, sofrendo **forças de atração intermolecular** (que no modelo de gás ideal são consideradas desprezíveis).

Assim, concluímos que o comportamento de um gás real se aproxima progressivamente do modelo estabelecido para o gás ideal à medida que **a pressão diminui** e a **temperatura aumenta**, condições que propiciam um grande afastamento entre as partículas (gás rarefeito), de modo que a presença de uma partícula não afete o movimento da outra. Tudo o que veremos sobre o comportamento dos gases baseia-se no modelo da teoria do **gás ideal**.

Com base nesse modelo, você já consegue responder, por exemplo, à pergunta: como o ar dentro dos pneus consegue "sustentar" o peso de um carro?

Dentro do pneu de um automóvel, o choque das partículas dos gases contra as paredes internas do pneu (que ocorre igualmente em todas as direções) é que o mantém cheio por igual (sem deformações). Logo, o ar dentro dos pneus exerce uma determinada pressão interna. O fabricante do veículo indica a pressão necessária em cada pneu, de modo que, no total, os quatro pneus juntos exerçam uma pressão igual à do peso do carro (lembre-se de que o peso é uma força).

Dessa forma, o ar dentro dos pneus consegue "sustentar" o peso do veículo.

A IUPAC adota o Sistema Internacional de Unidades (SI), cujas unidades de grandeza são:

Volume

metros cúbicos, m^3:
$1\ m^3 = 1\,000\ L$ (ou 10^3 L)
$1\ L = 1\,000\ mL$ (ou 10^3 mL)
$1\ m^3 = 1\,000\,000\ mL$ (ou 10^6 mL)

Pressão

Pascal, Pa:
1 pascal é a pressão exercida por uma força de 1 newton, uniformemente distribuída sobre uma superfície plana de 1 metro quadrado de área, perpendicular à direção da força.
A pressão em pascal, Pa, é expressa em:

$Pa = N/m^2$ ou $Pa = N \cdot m^{-2}$

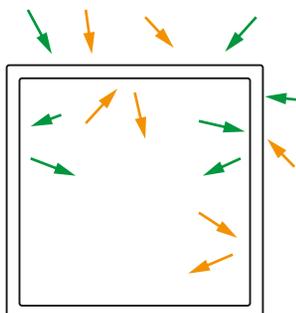
O pascal, porém, é uma unidade de pressão relativamente pequena; por exemplo, a pressão de 1 Pa equivale aproximadamente àquela que uma camada fina de manteiga exerce sobre uma fatia de pão. Por isso é preferível trabalhar em kPa (quilopascal).

$1\ kPa = 10^3\ Pa$
$1\ kPa = 7{,}5\ mmHg$
$1\ kPa = 9{,}87 \cdot 10^{-3}\ atm$
$1\ atm = 760\ mmHg$

Temperatura

Utiliza-se o kelvin, K, denominada temperatura termodinâmica ou absoluta.
A variação de temperatura de 1 °C é igual à variação de 1 K.
Os fatores de conversão são:

$T/K = t/°C + 273{,}15$
$t/°C = T/K - 273{,}15$

2 Mudanças de estado

Sistema isolado (não troca massa nem energia com o meio ambiente).

Sabemos que o **estado de um gás** fica definido quando conhecemos os valores exatos de seu **volume**, de sua **pressão** e de sua **temperatura**. Se houver qualquer alteração em pelo menos uma dessas três variáveis, dizemos que o gás sofreu uma mudança ou transformação de estado.

Um recipiente que contém um gás cujo comportamento está sendo investigado é considerado um **sistema**. Os limites que definem o espaço de um sistema, separando-o do restante do Universo, podem ser denominados **fronteiras**. Já o meio ambiente imediatamente próximo às fronteiras do sistema é denominado vizinhança.

Um sistema pode ser classificado como:

- **Isolado**: todo sistema que não permite troca de massa ou de energia com o meio ambiente.
- **Fechado**: todo sistema que não permite troca de massa, mas permite troca de energia (na forma de calor) com o meio ambiente.
- **Aberto**: todo sistema que permite troca de massa e de energia com o meio ambiente.

Sistema fechado (não troca massa, mas troca energia com o meio ambiente).

Nas transformações de estado que ocorrem em **sistemas fechados**, o número de partículas do gás contido no sistema é sempre constante, não importando a variação que ocorra com a pressão, o volume ou a temperatura.

Para estudar como as variáveis de estado se inter-relacionam em sistemas fechados, os cientistas mantiveram uma delas constante e observaram a variação das outras duas.

O resultado desse estudo foi estabelecido experimentalmente, mas é possível acompanhar o que ocorre por meio de ilustrações, como as que apresentaremos ao longo deste capítulo.

Transformação isotérmica: $P \times V$

As transformações isotérmicas (*iso* significa 'igual') são aquelas que ocorrem à **temperatura constante**.

Nesse tipo de transformação é possível verificar como a pressão e o volume se inter-relacionam.

Por exemplo, utilizando uma seringa de injeção (sem agulha) de 10 mL de capacidade (na realidade, um êmbolo), puxe a haste da seringa até a marca de 10 mL. Coloque o dedo na extremidade da seringa e empurre a haste com a outra mão até a marca de 5 mL. O que ocorreu com a pressão do gás?

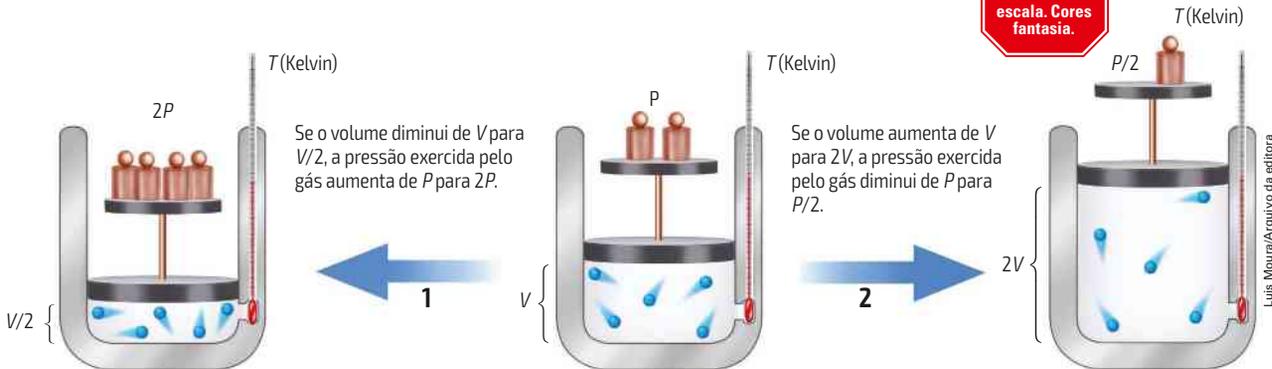
Ilustrações: Banco de imagens/Arquivo da editora

Sistema aberto (troca massa e energia com o meio ambiente).

É claro que, para termos dados científicos a respeito de um fenômeno, é necessário trabalhar em condições controladas, com equipamentos precisos, mas esse pequeno experimento consegue dar uma ideia de que, à medida que tentamos diminuir o volume ocupado pelo gás (sob temperatura constante), sua pressão aumenta na mesma proporção.

Observa-se experimentalmente que:

1. Diminuindo-se o volume (V) de um sistema pela metade ($V/2$), a pressão (P) exercida pelo gás no sistema dobra ($2P$).
2. Aumentando-se o volume (V) de um sistema para o dobro ($2V$), a pressão (P) exercida pelo gás no sistema diminui pela metade ($P/2$).

Considere o sistema ilustrado a seguir dotado de um êmbolo que pode se deslocar sem atrito.

Essa constatação experimental, conhecida como **lei de Boyle-Mariotte**, foi determinada em 1662 por Robert Boyle (1627-1691), na Inglaterra. Em 1676, o físico francês Edme Mariotte (1620-1684) repetiu o mesmo experimento e o divulgou na França, lembrando que ele já havia sido feito catorze anos antes por Boyle. A lei de Boyle-Mariotte pode ser enunciada da seguinte maneira:

> Em um sistema fechado em que a temperatura é mantida constante, verifica-se que determinada massa de gás ocupa um volume inversamente proporcional a sua pressão.

Pressão × volume para o gás *X*

Pressão	Volume
$4P$	$V/2$
$2P$	V
P	$2V$
$P/2$	$4V$

Matematicamente, quando duas grandezas variam numa mesma proporção inversa (são inversamente proporcionais), o produto entre elas é uma constante.

$P \cdot V = k$ (k é uma constante de proporcionalidade)

Simbolizando por *i* o estado inicial do gás ideal (antes da transformação de estado) e por *f* seu estado final, podemos escrever:

$$P_i \cdot V_i = P_f \cdot V_f$$

Pressão × volume para o gás *X*

Pressão/atm	Volume/L
8	1
4	2
2	4
1	8

Se uma dessas grandezas aumenta, a outra deve diminuir na mesma proporção (e vice-versa) para que o produto permaneça constante.

Os dados nas tabelas ao lado, por exemplo, mostram, primeiro de forma genérica e depois com um exemplo numérico, como ocorre a variação da pressão em função do volume para um gás ideal *X*, sob temperatura constante.

O gráfico que representa a variação de duas grandezas inversamente proporcionais é uma hipérbole, como mostrado ao lado.

Desse modo, as transformações isotérmicas são representadas graficamente por **hipérboles denominadas isotermas**.

Observe que, quanto mais a isoterma se afasta da origem, maior é a temperatura do gás; assim:

$$T_1 < T_2 < T_3.$$

Variação da pressão em função do volume para o gás *X*

Exercício resolvido

1 (Ufes) Supondo que a velocidade média de um gás, em recipiente fechado, passe de $5 \cdot 10^4$ cm/s para $10 \cdot 10^4$ cm/s, podemos afirmar que:

a) o volume do recipiente dobrou.
b) o volume do recipiente reduziu-se à metade.
c) com certeza a pressão aumentou.
d) a temperatura absoluta dobrou.
e) a temperatura absoluta quadruplicou.

Resolução

$v_i = 5 \cdot 10^4$ cm/s e $v_f = 10 \cdot 10^4$ cm/s

Como a energia cinética das moléculas de um gás é uma medida indireta da sua temperatura, temos:

$$E_c = \frac{1}{2} \cdot m \cdot v^2$$

Cálculo da energia cinética inicial:

$$E_{ci} = \frac{1}{2} \cdot m \cdot (5 \cdot 10^4)^2 \Rightarrow E_{ci} = m \cdot 12{,}5 \cdot 10^8$$

Cálculo da energia cinética final:

$$E_{cf} = \frac{1}{2} \cdot m \cdot (10 \cdot 10^4)^2 \Rightarrow E_{cf} = m \cdot 50 \cdot 10^8$$

Cálculo da relação entre a energia cinética final e a energia cinética inicial:

$$\frac{E_{cf}}{E_{ci}} = \frac{m \cdot 50 \cdot 10^8}{m \cdot 12{,}5 \cdot 10^8} \Rightarrow \frac{E_{cf}}{E_{ci}} = 4$$

$E_{cf} = 4 \cdot E_{ci}$

Portanto: $T_f = 4 \cdot T_i$

Alternativa **e**.

Exercícios

1 (Fuvest-SP) São propriedades de qualquer substância no estado gasoso:

I. Ocupar toda a capacidade do recipiente que a contém.
II. Apresentar densidade bastante inferior à do líquido obtido pela sua condensação.

Para ilustrar essas propriedades, utilizou-se um liquidificador em cujo copo foram colocadas algumas esferas leves, pequenas e inquebráveis. Explique como esse modelo pode ilustrar as propriedades I e II.

2 (Fuvest-SP) A tabela a seguir contém dados sobre o comportamento pressão-volume de 1 mol de amônia a 25 °C.
Esboce um gráfico com esses dados e justifique por que o volume se manteve constante acima de 9,9 atm.

Pressão (atm)	**Volume** (L)
2,0	12
4,0	6,0
8,0	2,9
9,9	2,4
10	0,0020
11	0,0020
13	0,0020

(Represente pressões na abscissa e volumes na ordenada.)

3 A seguir são fornecidas três tabelas com os dados da variação de pressão em função do volume a que um gás *X* foi submetido, sob temperatura constante:

***P*/atm**	16	8	4
***V*/L**	2	4	8

***P*/atm**	16	12	8
***V*/L**	4	5,3	8

***P*/atm**	16	14	12
***V*/L**	6	6,9	8

Em um mesmo gráfico de *P* (na ordenada) e *V* (na abscissa), construa as três curvas, uma para cada situação à qual o gás *X* foi submetido. Indique em qual delas a temperatura do gás *X* era maior. Por quê?

4 Considere um recipiente com êmbolo móvel contendo um determinado volume de gás nitrogênio sob pressão de 100 kPa, na temperatura de 25 °C.
Observou-se que, diminuindo-se a pressão do gás para 70 kPa, mantendo-se a temperatura constante, o gás passou a ocupar um volume igual a 20 L. Qual o volume ocupado pelo gás na situação inicial?

Transformação isobárica: $V \times T$

As transformações isobáricas são aquelas que ocorrem à **pressão constante**. Em geral, as transformações realizadas em ambiente aberto são consideradas isobáricas, pois nesse caso foram feitas sob pressão atmosférica constante (desde que em intervalos de tempo relativamente curtos ou em ambientes controlados).

Em uma transformação isobárica é possível verificar como o volume e a temperatura se inter-relacionam, como mostram as fotos abaixo.

Garrafa PET imersa na água quente. Se a temperatura aumenta, o volume ocupado pelo ar no balão aumenta.

Garrafa PET imersa na água gelada. Se a temperatura diminui, o volume ocupado pelo ar no balão diminui.

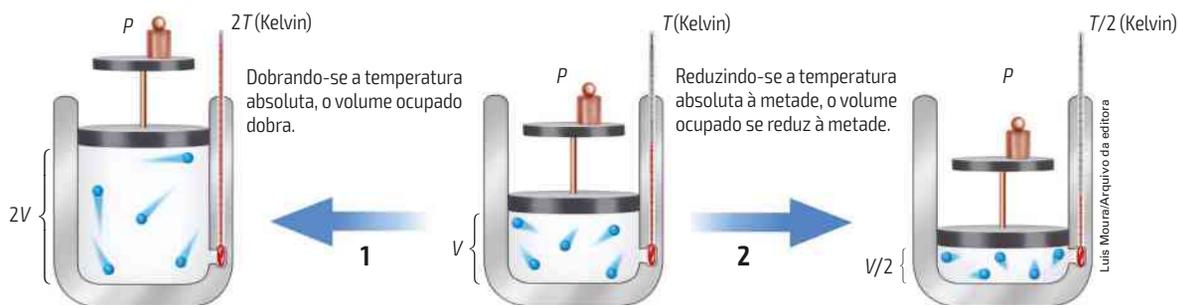
Fotos: Sérgio Dotta/Arquivo da editora

Essa observação também pode ser feita na execução da parte 3 do experimento da página 11.

É possível mensurar por meio de experimentos um pouco mais sofisticados qual a exata relação entre a variação da temperatura e a variação do volume, sob pressão constante. Nesse caso, observa-se experimentalmente que, para um gás ideal:

1. Dobrando-se a temperatura termodinâmica (de T para $2T$), o volume ocupado dobra (de V para $2V$).

2. Reduzindo-se a temperatura termodinâmica à metade (de T para $T/2$), o volume ocupado se reduz à metade (de V para $V/2$).

Considere o sistema ilustrado a seguir dotado de um êmbolo que pode ser deslocado sem atrito.

Essa constatação experimental, conhecida como **primeira lei de Charles e Gay-Lussac**, foi determinada paralelamente pelo químico francês Joseph Louis Gay-Lussac (1778-1850) e pelo físico francês Jacques Alexandre César Charles (1746-1823) e pode ser enunciada da seguinte maneira:

$$\frac{V}{T} = k \text{ (constante de proporcionalidade)}$$

Jacques Alexandre César Charles foi pioneiro em usar $H_2(g)$ para encher balões aerostáticos e a subir nesses balões, atingindo 1600 metros de altura. Charles descobriu que todas as substâncias em estado gasoso obedecem a um mesmo princípio: cada vez que sua temperatura é aumentada em 1 °C, todas elas sofrem um aumento de volume equivalente a 1/273,15 de seu volume a 0 °C. Isso o levou a concluir que, à temperatura de –273,15 °C, o volume de qualquer gás se anularia. Porém não publicou sua teoria, que só foi levada a conhecimento público cinco anos depois (1802), por Joseph Louis Gay-Lussac (1778-1850).

Em um sistema sob pressão constante, verifica-se que o volume ocupado por determinada massa de gás é diretamente proporcional à sua temperatura termodinâmica.

Matematicamente, quando duas grandezas variam numa mesma proporção direta (são diretamente proporcionais), o quociente entre elas é uma constante (*k*).

Simbolizando por *i* o estado inicial do gás ideal (antes da transformação de estado) e por *f* seu estado final, podemos escrever:

$$\frac{V_i}{T_i} = \frac{V_f}{T_f}$$

Observe que, se uma dessas grandezas aumenta, a outra deve aumentar na mesma proporção (e vice-versa) para que o quociente entre elas permaneça constante.

Os dados nas tabelas abaixo mostram, primeiro de forma genérica e depois com um exemplo numérico, como ocorre a variação da temperatura em função do volume para um gás ideal *X*, sob pressão constante.

Volume × temperatura para o gás *X*

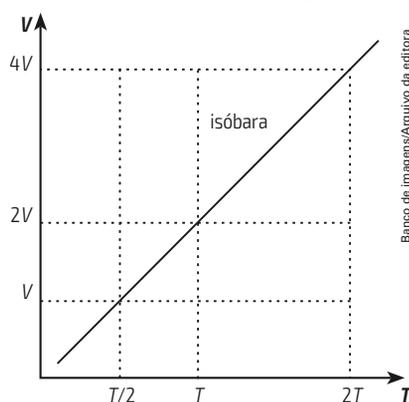
Volume	Temperatura
V	*T*/2
2*V*	*T*
4*V*	2*T*
8*V*	4*T*

Volume × temperatura para o gás *X*

Volume/L	Temperatura/ °C
1	0,5
2	1
4	2
8	4

O aspecto do gráfico que relaciona duas grandezas diretamente proporcionais é uma reta.

Colocando os valores de *V* no eixo y (ordenada) e os valores de *T* no eixo x (abscissa) e fazendo a interpolação dos pontos em que os valores de *V* e *T* de cada linha da tabela se encontram (isto é possível porque se trata de um gás ideal), obtemos uma reta denominada, nesse caso, isóbara.

Variação do volume em função da temperatura para o gás *X*

Exercício resolvido

2 Considere um recipiente fechado, dotado de um êmbolo que pode se deslocar sem atrito, com nitrogênio gasoso, $N_2(g)$, ocupando inicialmente um volume de 9 L na temperatura de 25 °C e sob uma pressão de 210 kPa. Mantendo-se a pressão constante e aumentando-se a temperatura para 174 °C, qual o valor do volume que passa a ser ocupado pelo gás nessa mesma temperatura?

Resolução

O volume que o gás ideal ocupa é diretamente proporcional a sua temperatura termodinâmica. Desse modo, antes de iniciar qualquer cálculo, temos que converter os dados fornecidos para kelvin.

$T/K = t/°C + 273,15$, ou podemos aproximar: $T/K = t/°C + 273$

$T/K = 25 + 273 \Rightarrow T/K = 298$ (temperatura inicial)

$T/K = 174 + 273 \Rightarrow T/K = 447$ (temperatura final)

$$\frac{V_i}{T_i} = \frac{V_f}{T_f} \Rightarrow \frac{9}{298} = \frac{V_f}{447} \Rightarrow V_f = \frac{447 \cdot 9}{298}$$

$V_f = 13,5$ L

Exercícios

5 Um cilindro fechado, dotado de um êmbolo que pode se deslocar sem atrito, contém inicialmente gás nitrogênio ocupando um volume igual a 180 cm³, sob pressão de 150 000 Pa, a 27 °C.

a) A que temperatura em °C o gás deve ser levado para que seu volume se reduza para 120 cm³, mantendo-se a pressão constante?

b) Esboce o gráfico dessa transformação.

6 (UFU-MG) Em uma atividade experimental o professor pegou duas garrafas PET vazias e colocou bexigas cheias na boca de cada uma delas. Em seguida, colocou uma das garrafas em uma bacia com água quente e a outra em uma bacia com água fria. Um dos balões murchou e o outro ficou mais cheio. Sobre estes fatos, assinale a alternativa correta.

a) O balão que murchou foi colocado em água quente, pois o aumento da temperatura causou uma contração dos gases da bexiga.

X b) O balão que ficou mais cheio foi colocado em água quente, devido ao aumento da temperatura do sistema e a expansão dos gases presentes na bexiga.

c) O volume do balão que foi colocado em água fria diminuiu, porque a pressão do sistema aumentou, reduzindo o choque das partículas de gás com as paredes do balão.

d) Em qualquer um dos casos, o volume dos balões foi alterado porque o tamanho das partículas de gás foi modificado.

7 Considere um recipiente fechado, dotado de um êmbolo que pode se deslocar sem atrito, com $CH_4(g)$ ocupando um volume de 12 L sob determinada temperatura, a 1,5 atm de pressão. Mantendo-se a pressão constante, observou-se que o gás metano passou a ocupar um volume de 15 L na temperatura de 80 °C. Qual o valor da temperatura inicial do gás em °C?

8 (UnB-DF) Um volume igual a 30 mL de gás metano a 25 °C é aquecido a 35 °C, à pressão constante. Calcule o novo volume do gás. ($T = t + 273$.)

9 (Unemat-MT) O gás oxigênio utilizado em hospitais é armazenado em cilindros com volume de 60 L e pressão de 150 atm. Se considerarmos a temperatura constante, pode-se afirmar que o volume ocupado pelo gás oxigênio sob pressão de 760 mmHg é:

X a) 9 000 L.
b) 24 L.
c) 59,21.
d) 0,4 L.
e) 1 900 L.

10 (UFF-RJ) Num recipiente com 12,5 mL de capacidade está contida certa amostra gasosa cuja massa exercia uma pressão de 685 mmHg, à temperatura de 22 °C. Quando esse recipiente foi transportado com as mãos, sua temperatura elevou-se para 37 °C e a pressão em atm exercida pela massa gasosa passou a ser, aproximadamente:

a) 0,24.
b) 0,48.
X c) 0,95.
d) 1,50.
e) 2,00.

Transformação isocórica: $P \times T$

As transformações isocóricas (também denominadas isométricas ou isovolumétricas) são aquelas que ocorrem a volume constante.

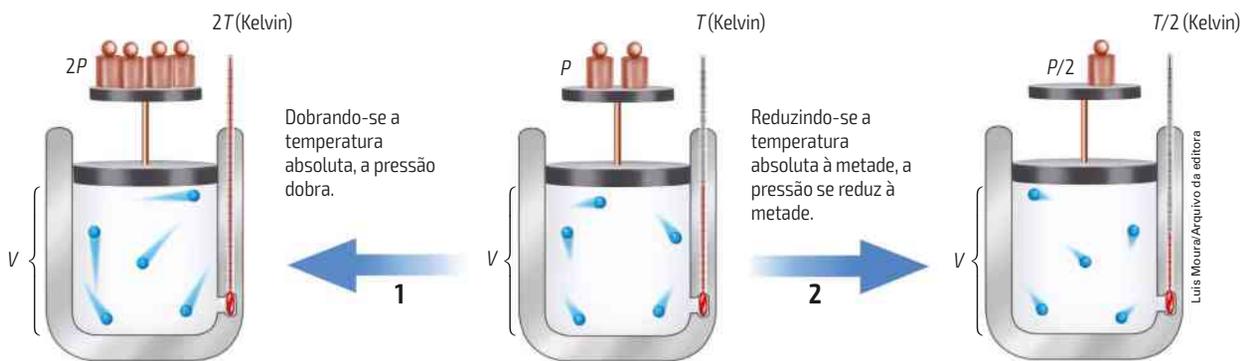
São as transformações que mais encontram aplicações práticas, como nas embalagens *spray*.

Por meio de experimentos feitos em condições controladas é possível concluir qual a relação entre a variação da pressão e da temperatura para um gás ideal, como veremos a seguir.

Observa-se experimentalmente que:

1. Dobrando-se a temperatura termodinâmica do sistema (de T para $2T$), a pressão exercida pelo gás dobra (de P para $2P$).

2. Reduzindo-se a temperatura termodinâmica do sistema pela metade (de T para $T/2$), a pressão exercida pelo gás se reduz à metade (de P para $P/2$).

Considere o sistema ilustrado a seguir, dotado de um êmbolo que, neste caso, foi fixado em determinada posição.

As ilustrações estão fora de escala. Cores fantasia.

Essa constatação experimental é conhecida como segunda **lei de Charles e Gay-Lussac** e pode ser enunciada da seguinte maneira:

> Em um sistema fechado em que o volume é mantido constante, verifica-se que a pressão exercida por determinada massa de gás é diretamente proporcional à sua temperatura termodinâmica.

Matematicamente, podemos escrever:

$$\frac{P}{T} = k \text{ (constante de proporcionalidade)}$$

A relação acima foi determinada por Charles quinze anos antes de ser determinada por Gay-Lussac, mas, como os trabalhos foram concluídos independentemente, a lei é atualmente atribuída a ambos.

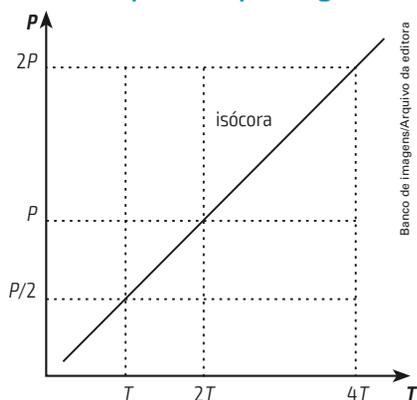
Simbolizando por i o estado inicial do gás ideal e por f seu estado final, temos:

$$\frac{P_i}{T_i} = \frac{P_f}{T_f}$$

Observe que, se uma dessas grandezas aumenta, a outra deve aumentar na mesma proporção (e vice-versa) para que o quociente entre elas permaneça constante.

Como você já sabe, o aspecto do gráfico que relaciona duas grandezas diretamente proporcionais é uma reta.

Colocando os valores de P no eixo y (ordenada) e os valores de T no eixo x (abscissa), fazendo a interpolação dos pontos em que os valores de P e T de cada linha da tabela se encontram e unindo esses pontos (isso é possível porque se trata de um gás ideal), obtemos uma reta denominada isócora.

Variação da pressão em função da temperatura para o gás *X*

Volume × temperatura para o gás *X*	
Pressão	**Temperatura**
$4P$	$8T$
$2P$	$4T$
P	$2T$
$P/2$	T

Volume × temperatura para o gás *X*	
***P*/atm**	***t*/ °C**
8	24
4	12
2	6
1	3

Curiosidade

Por que não podemos aquecer uma embalagem *spray*?

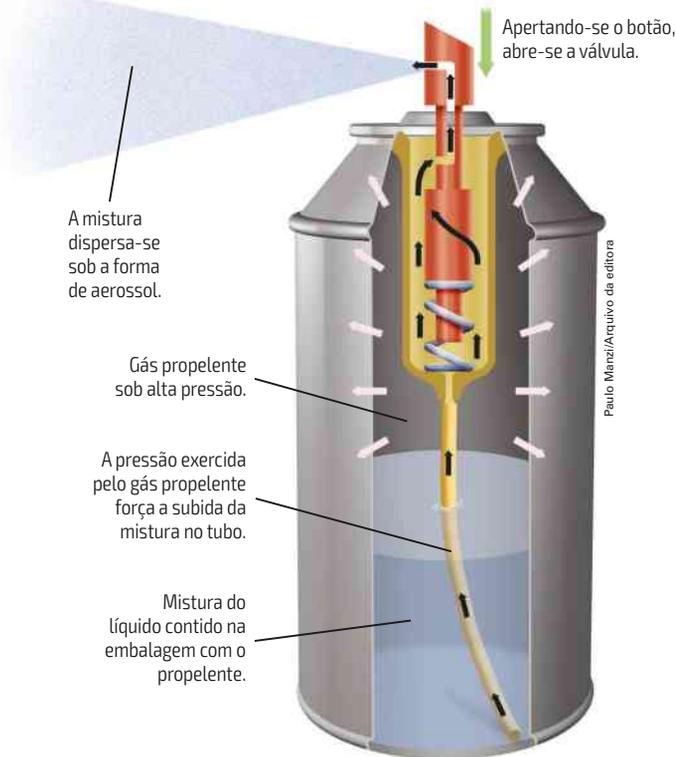
O *spray* é um aerossol líquido no qual o dispergente gasoso é denominado propelente e o disperso líquido é uma mistura que contém o(s) ingrediente(s) ativo(s) do produto.

Atualmente, a maioria dos *sprays* utiliza os gases propano, $C_3H_8(g)$, e butano, $C_4H_{10}(g)$, sozinhos ou misturados, como propelente.

Dentro da embalagem, esses gases são mantidos parcialmente no estado líquido por estarem submetidos a uma pressão superior à atmosférica. Essa pressão provoca a subida do líquido através do tubo conectado à válvula.

Em contato com a pressão atmosférica exterior, mais baixa, o propano e o butano passam para o estado de vapor, dispersando a mistura sob a forma de um vapor fino, o aerossol líquido.

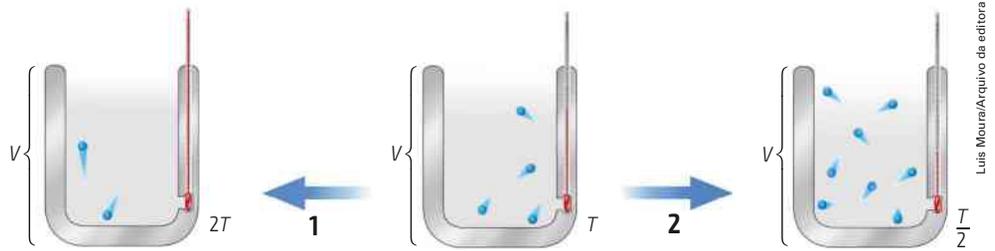
E por que não podemos aquecer a embalagem *spray*? Por causa do risco de explosão.

O aumento da temperatura pode causar um aumento na pressão do gás. Mesmo que o frasco pareça estar vazio – observe que o volume da embalagem é constante –, se a pressão interna do gás aumentar acima do limite de resistência do material, a embalagem vai explodir, lançando estilhaços para todos os lados.

Transformação de estado em sistema aberto

Quando ocorre uma transformação de estado em um recipiente aberto, a quantidade de matéria (número de mols de partículas do gás) dentro do recipiente varia conforme a temperatura. Nesse caso, as grandezas que se mantêm constantes são a pressão, que é igual à pressão atmosférica local, e o volume, que é o próprio volume do recipiente.

Observa-se experimentalmente que:

1. Dobrando-se a temperatura absoluta, a quantidade de matéria do gás no sistema aberto se reduz à metade.

2. Reduzindo-se a temperatura absoluta à metade, a quantidade de matéria no sistema aberto dobra.

De onde vem a relação: $n \cdot T$ = constante

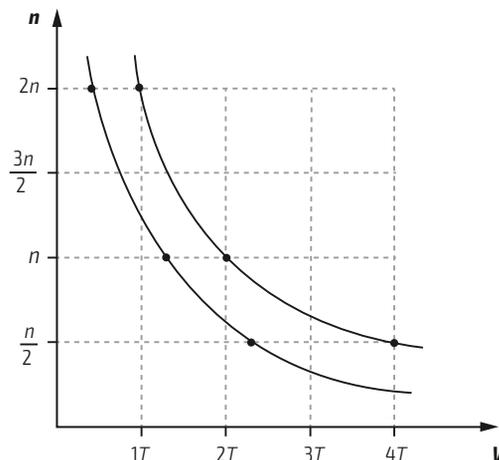
> A quantidade de matéria (n) do gás dentro de um recipiente aberto é inversamente proporcional à temperatura absoluta (T).

Para esse caso, é válida a relação:

$$n_i \cdot T_i = n_f \cdot T_f$$

Como vimos, o gráfico que representa a variação de duas grandezas inversamente proporcionais é uma hipérbole. Logo, a curva que representa a variação da quantidade de matéria do gás ideal num sistema aberto, em função da temperatura, é uma hipérbole.

À medida que a hipérbole se afasta da origem, a temperatura do gás aumenta: $T_1 < T_2$.

Variação da quantidade de matéria em função do volume em sistema aberto

RETOMANDO A NOTÍCIA

A reportagem da página 9 fala sobre os diversos fatores que influenciam o comportamento da atmosfera, a complexidade que envolve as previsões meteorológicas e como se formam os ciclones, que são diferentes dos furacões. Você sabe como se formam os furacões?

A formação dos ventos depende diretamente da variação da temperatura e da pressão que ocorre em diferentes zonas da atmosfera.

O Sol aquece a terra e os oceanos, e estes, por sua vez, aquecem uma massa de ar imediatamente próxima. Quando a temperatura do ar aumenta, as moléculas dos gases atmosféricos ficam mais agitadas e tendem a se afastar umas das outras; ou seja, a densidade da massa de ar aquecida diminui (menos moléculas por unidade de volume). Com isso forma-se uma zona de baixa pressão.

Caso uma região vizinha (de terra ou de oceano) receba menos energia solar, a massa de ar ao seu redor ficará menos aquecida. Quando a temperatura do ar é menor, as moléculas dos gases que compõem a atmosfera ficam menos agitadas e o ar fica mais denso (mais moléculas por unidade de volume). Assim, forma-se uma zona de alta pressão.

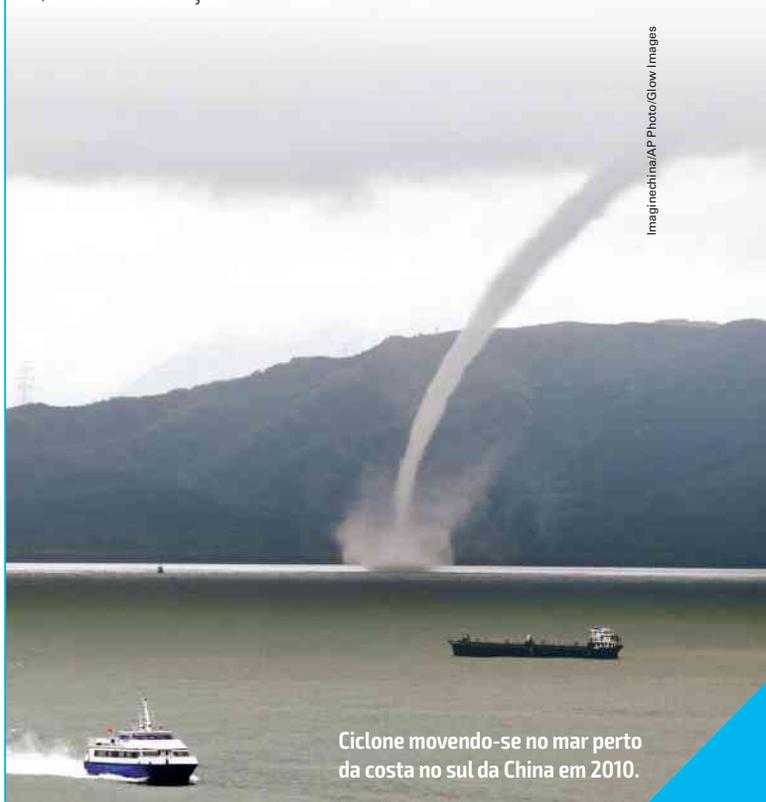
O ar da região de alta pressão (mais fria) desloca-se em direção à zona de baixa pressão (mais quente), originando o vento. Esse fenômeno tanto pode dar origem a ventos horizontais como a ventos verticais (ascendentes ou descendentes).

Furacões e tufões são nomes diferentes para o mesmo fenômeno; o que muda são as regiões onde se formam: os furacões começam no Atlântico, Caribe e noroeste do Pacífico, enquanto os tufões formam-se no oeste do Pacífico e no sudeste do oceano Índico. Ambos são ciclones (ventos giram em sentido circular) acompanhados de fortes tempestades que se formam em regiões tropicais, necessariamente sobre os oceanos, quando suas águas se encontram aquecidas a temperaturas próximas de 27 °C até uma profundidade de cerca de 50 m. O aumento de temperatura da água faz com que ela evapore em grandes proporções, numa área de centenas de quilômetros. O vapor de água aquecido forma uma corrente ascendente, criando uma zona de baixa pressão para a qual o ar dos arredores, também aquecido, é arrastado.

Ao atingir uma altura de aproximadamente 7 km, essa corrente ascendente encontra ar a uma temperatura mais baixa (mais frio). Então o vapor de água se condensa (passa para o estado líquido) e começa a cair sob a forma de chuva. Esse processo libera calor e cria uma nova corrente ascendente e uma zona de baixa pressão que empurra a água condensada para cima. Ao alcançar uma altura de aproximadamente 15 km (denominada tropopausa), região da atmosfera onde a temperatura pode chegar a –55 °C, a água se solidifica (vira gelo) e a corrente para de subir.

O ar frio começa a descer pelas laterais, formando ao redor da zona central de baixa pressão uma zona fria de alta pressão e, portanto, criando ventos muito fortes, que começam a girar em um imenso redemoinho. Geralmente, o furacão possui entre 450 km e 650 km de diâmetro.

Em seu centro, conhecido por “olho da tempestade”, onde predominam o ar aquecido e as zonas de baixas pressões, não há chuva, os ventos são brandos e o céu é praticamente limpo.

A intensidade de um furacão é medida na escala Saffir-Simpson, criada em 1969, e é dividida em cinco categorias. A mais forte pode criar ventos com velocidades de aproximadamente 250 km/h, ondas de até 5,5 m e inundações numa área de até 16 km da costa.

Imaginechina/AP Photo/Glow Images

Ciclone movendo-se no mar perto da costa no sul da China em 2010.

Exercício resolvido

3 (ITA-SP) A que temperatura deve ser aquecido um frasco aberto para expulsar a metade da massa de cloro gasoso que nele se encontra a 25 °C?

a) 50 °C
b) 75 °C
c) 298 °C
d) 323 °C
e) 596 °C

Resolução

$m_i = m_i$; $T_i = 298$ K; $m_f = \frac{m_i}{2}$; $T_f = ?$

$n_i \cdot T_i = n_f \cdot T_f \quad \therefore \quad m_i \cdot T_i = m_f \cdot T_f$

$\frac{T_f}{m_f} = m_i \cdot T_i \Rightarrow \frac{T_f}{m_f} = m_i \cdot 298 \cdot 2 \Rightarrow T_f = 296$ K

$t/°C = T/K - 273 \Rightarrow t/°C = 596 - 273 \Rightarrow t = 323$ °C

Alternativa **d**.

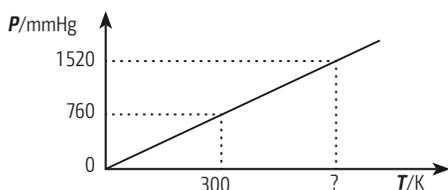
Exercícios

11 (Unicamp-SP) Uma garrafa de 1,5 litro, inicialmente aberta, indeformável e seca, foi fechada com uma tampa plástica. A pressão ambiente era de 1,0 atmosfera e a temperatura, de 27 °C. Em seguida, essa garrafa foi colocada ao sol e, após certo tempo, a temperatura em seu interior subiu para 57 °C e a tampa foi arremessada pelo efeito da pressão interna.

a) Que tipo de transformação de estado ocorreu com o gás dentro da garrafa?
b) Qual era a pressão no interior da garrafa no instante imediatamente anterior à expulsão da tampa plástica?
c) Qual é a pressão no interior da garrafa após a saída da tampa? Justifique.

12 (UPM-SP) Uma determinada massa fixa de gás contida num balão encontra-se inicialmente em CNTP. Numa transformação isovolumétrica, sabendo-se que a pressão máxima interna permitida pelo balão é de 3,0 atm, se dobrarmos a temperatura absoluta inicial, a pressão final do gás e o efeito sobre o balão serão:

X a) 2,0 atm e o balão não estoura.
b) 1,5 atm e o balão não estoura.
c) 2,0 atm e o balão estoura.
d) 1,0 atm e o balão não estoura.
e) 3,0 atm e o balão estoura.

13 (UEPG-PR) Um recipiente fechado de volume *V* contém determinada massa gasosa à temperatura de 27 °C, exercendo uma pressão de 760 mmHg. Após aquecimento, verificou-se que o novo valor da pressão era 2 atm. Supondo desprezível a variação de volume, a nova temperatura, em °C, do sistema será:

Banco de imagens/Arquivo da editora

X a) 327. b) 540. c) 600. d) 273. e) 160.

14 (ITA-SP) A pressão total do ar no interior de um pneu era de 2,30 atm quando a temperatura do pneu era de 27 °C. Depois de ter rodado certo tempo com este pneu, mediu-se novamente sua pressão e verificou-se que esta era agora de 2,53 atm.
Supondo a variação de volume do pneu desprezível, a nova temperatura será:

a) 29,7 °C.
X b) 57,0 °C.
c) 33,0 °C.
d) 330 °C.
e) n.d.a.

15 (Fuvest-SP) Um congelador doméstico ("freezer") está regulado para manter a temperatura de seu interior a –18 °C. Sendo a temperatura ambiente igual a 27 °C (ou seja, 300 K), o congelador é aberto e, pouco depois, fechado novamente. Suponha que o "freezer" tenha boa vedação e que tenha ficado aberto o tempo necessário para o ar em seu interior ser trocado por ar ambiente. Quando a temperatura do ar no "freezer" voltar a atingir –18 °C, a pressão em seu interior será:

a) cerca de 150% da pressão atmosférica;
b) cerca de 118% da pressão atmosférica;
c) igual à pressão atmosférica;
X d) cerca de 85% da pressão atmosférica;
e) cerca de 67% da pressão atmosférica.

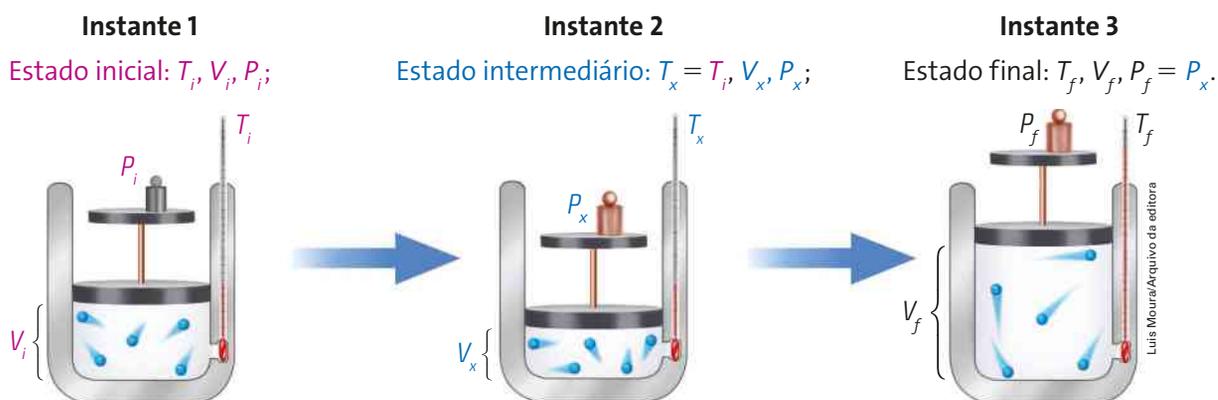
16 (UFC-CE) Acidentes com botijões de gás de cozinha são noticiados com bastante frequência. Alguns deles ocorrem devido às más condições de industrialização (botijões defeituosos), e outros por uso inadequado. Dentre esses últimos, um dos mais conhecidos é o armazenamento dos botijões em locais muito quentes. Nessas condições, e assumindo a lei dos gases ideais, é correto afirmar que:

a) a pressão dos gases aumenta, e o seu número de mol diminui.
b) a pressão dos gases diminui, e o seu número de mol diminui.
X c) o número de mol permanece constante, e a pressão aumenta.
d) a pressão e o número de mol dos gases aumentam.
e) a pressão e o número de mol dos gases não são afetados pelo aumento de temperatura.

3 Equação geral dos gases

Muitas vezes a transformação de estado de um gás ocorre simultaneamente com a variação de pressão, volume e temperatura.

Nesse caso, para determinar o novo estado do gás, utilizamos a chamada equação geral dos gases.

Essa equação foi obtida experimentalmente, mas podemos acompanhar sua dedução na ilustração apresentada a seguir, considerando três instantes de um mesmo sistema:

Observe que, do estado inicial do gás (*i*) no instante 1 para o estado intermediário do gás (*x*) no instante 2, ocorreu no sistema uma transformação isotérmica do gás (a temperatura do sistema permaceceu constante):

- o volume variou de V_i para V_x;
- a pressão variou de P_i para P_x;
- a temperatura absoluta (expressa em Kelvin) permaneceu constante ($T_i = T_x$).

Desse modo, podemos escrever:

$$P_i \cdot V_i = P_x \cdot V_x \quad \text{(equação I)}$$

Observe também que, do estado intermediário do gás (*x*) no instante 2 para o estado final do gás (*f*) no instante 3, ocorreu no sistema uma transformação isobárica do gás (a pressão do sistema permaneceu constante):

- o volume variou de V_x para V_f;
- a temperatura absoluta (expressa em Kelvin) variou de $T_x = T_i$ para T_f;
- a pressão permaneceu constante ($P_f = P_x$).

Desse modo, podemos escrever:

$$\frac{V_x}{T_x} = \frac{V_f}{T_f} \quad \text{(equação II)}$$

- Multiplicando as equações I e II, membro a membro e sabendo que $P_x = P_f$ e que $T_x = T_i$, temos:

$$P_i \cdot V_i \cdot \frac{\cancel{V_x}}{T_i} = P_f \cdot \cancel{V_x} \cdot \frac{V_f}{T_f}$$

De onde vem a relação conhecida como equação geral dos gases:

$$\frac{P_i \cdot V_i}{T_i} = \frac{P_f \cdot V_f}{T_f}$$

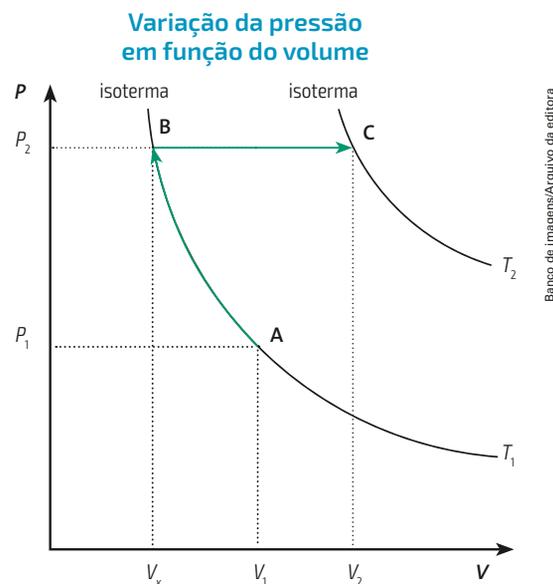
Sendo *i* o estado inicial do gás ideal (antes da transformação de estado) e *f* seu estado final, também podemos escrever:

$$\frac{P \cdot V}{T_i} = \text{constante}$$

A equação geral dos gases mantém a relação de proporcionalidade entre as variáveis de estado (pressão, volume e temperatura) já estudadas nas transformações isotérmica, isobárica e isocórica (isovolumétrica).

Note que, se fizermos um gráfico da transformação de estado que ocorre ao mesmo tempo com as três variáveis – pressão, volume e temperatura –, obteremos duas hipérboles isotermas: T_1 e T_2, sendo $T_1 < T_2$.

O ponto **A** indica o estado inicial, o ponto **B** indica o estado intermediário, e o ponto **C** indica o estado final da transformação do gás ideal.

Variação da pressão em função do volume

Observe que a equação geral dos gases engloba em uma única equação tudo o que já estudamos:

- Pressão e volume são grandezas inversamente proporcionais: à medida que uma aumenta, a outra diminui. O produto entre essas duas grandezas é constante.
- Pressão e temperatura são grandezas diretamente proporcionais: à medida que uma aumenta, a outra também aumenta na mesma proporção. O quociente entre essas duas grandezas é constante.
- Volume e temperatura são grandezas diretamente proporcionais: à medida que uma aumenta, a outra também aumenta na mesma proporção. O quociente entre essas duas grandezas é constante.

Exercício resolvido

4 (Fuvest-SP) O pneu de um carro estacionado tem uma pressão de 2 atmosferas, quando a temperatura é de 9 °C. Depois de o veículo correr em alta velocidade, a temperatura do pneu sobe a 37 °C e seu volume aumenta em 10%. Qual a nova pressão do pneu?

Resolução

$P_i = 2$ atm; $T_i = 282$ K; $V_i = V_i$; $P_f = ?$; $T_f = 310$ K;
$V_f = V_i + 10\%\ V_i$

$$V_f = V_i + \frac{10}{100} \Rightarrow V_f = V_i + 0{,}1\ V_i \Rightarrow V_f = 1{,}1\ V_i$$

$$\frac{P_i \cdot V_i}{T_i} = \frac{P_f \cdot V_f}{T_f}$$

$$P_f = \frac{P_i \cdot V_i \cdot T_f}{V_f \cdot T_i}$$

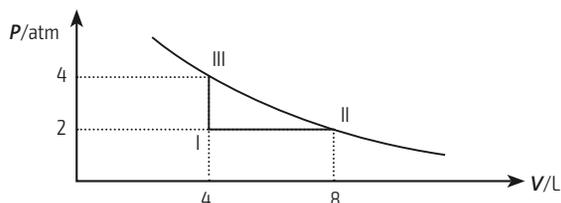
$$P_f = \frac{2 \cdot V_i \cdot 310}{1{,}1\ V_i \cdot 282}$$

$P_f = 2$ atm

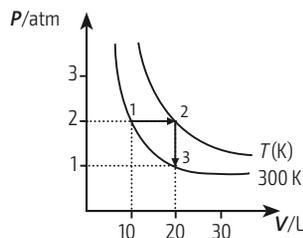
A pressão se manteve constante em 2 atm.

Exercícios

ATENÇÃO! Não escreva no seu livro!

17 (FMIt-MG) Considere o diagrama:

Responda:

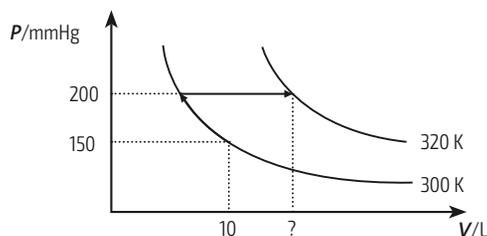
a) Qual o nome das transformações gasosas verificadas quando passamos de I para II, de II para III e de III para I?
b) Se a temperatura em II é igual a 227 °C, qual a temperatura em III e em I?

18 (FEI-SP) Um cilindro munido de êmbolo contém um gás ideal representado pelo ponto 1 no gráfico.

A seguir o gás é submetido sucessivamente à transformação isobárica (evolui do ponto 1 para o ponto 2), isocórica (evolui do ponto 2 para o ponto 3) e isotérmica (evolui do ponto 3 para o ponto 1).
Ao representar os pontos 2 e 3 nas isotermas indicadas, conclui-se que:

a) a temperatura do gás no estado 2 é 450 K.
b) a pressão do gás no estado 3 é 2 atm.
c) a temperatura do gás no estado 3 é 600 K.
d) o volume do gás no estado 2 é 10 L.
x e) a pressão do gás no estado 2 é 2 atm.

19 (UCDB-MS) Uma certa massa de gás estava contida em um recipiente de 20 L, à temperatura de 27 °C e pressão de 4 atm. Sabendo que essa massa foi transferida para um reservatório de 60 L, à pressão de 4 atm, podemos afirmar que no novo reservatório:

a) a temperatura absoluta ficou reduzida a 1/3 da inicial.
b) a temperatura absoluta ficou reduzida de 1/3 da inicial.
c) a temperatura em °C triplicou o seu valor inicial.
d) a temperatura em °C ficou reduzida a 1/3 de seu valor inicial.
x e) a temperatura absoluta triplicou seu valor inicial.

20 (Unisantos-SP) Certa massa de oxigênio ocupa um volume de 10 litros à temperatura de 27 °C e pressão de 150 mmHg. O volume ocupado pela mesma massa de oxigênio à temperatura de 47 °C e 200 mmHg de pressão será:

a) 4 litros.
b) 6 litros.
x c) 8 litros.
d) 10 litros.

21 Encheu-se um balão com 4,0 litros de hidrogênio a uma pressão de 596 mmHg e a uma temperatura de 7 °C. Qual seria o volume desse balão a uma grande altitude, onde a pressão é de apenas 40 mmHg e a temperatura é de − 45 °C, supondo expansão livre do balão?

a) 5,6 L
b) 16,7 L
x c) 48,5 L
d) 167 L
e) 40 L

Ilustrações técnicas desta página: Banco de imagens/Arquivo da editora

4 Equação de Clapeyron

Science Photo Library/Latinstock

Benoît Paul-Émile Clapeyron

O físico parisiense Benoît Paul-Émile Clapeyron (1799-1864) estabeleceu uma equação que relaciona as três variáveis de estado de um gás – pressão, temperatura e volume – para uma quantidade de matéria igual a *n* (*n* de mols de partículas: átomos ou moléculas), descrevendo totalmente o comportamento de um gás ideal.

Considere a equação geral dos gases:

$$\frac{P_i \cdot V_i}{T_i} = \frac{P_f \cdot V_f}{T_f} \quad \text{ou} \quad \frac{P \cdot V}{T_i} = \text{constante}$$

Isolando o volume *V* e chamando a constante de *R*, temos:

$$\frac{P \cdot V}{T_i} = R \quad \Rightarrow \quad P \cdot V = R \cdot T \quad \Rightarrow \quad V = \frac{R \cdot T}{P}$$

Partindo da hipótese de Avogadro:

> Volumes iguais de gases diferentes nas mesmas condições de pressão e temperatura contêm o mesmo número de moléculas.

podemos concluir que, nas mesmas condições de temperatura e pressão, o volume ocupado por *n* mol de um gás qualquer é igual a *n* vezes o volume ocupado por 1 mol desse gás.

Assim:

1 mol de gás ⇒ ocupa um volume 1*V*
2 mol de gás ⇒ ocupam um volume 2*V*
3 mol de gás ⇒ ocupam um volume 3*V*
n mol de gás ⇒ ocupam um volume *nV*

Logo:

$$V = \frac{n \cdot R \cdot T}{P} \quad \Rightarrow \quad P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

em que $n = \dfrac{\text{massa em gramas } (m)}{\text{massa molar } (M)}$

Equação de Clapeyron:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \quad \text{ou} \quad P \cdot V = \frac{m}{M} \cdot R \cdot T$$

Considerando **1 mol** de partículas do gás ($n = 1$) nas condições normais de temperatura e pressão, CNTP, podemos calcular o valor da constante de proporcionalidade *R*:

$$R = \frac{P \cdot V}{1 \cdot T}$$

em que *R* é a constante universal dos gases.

Note que a constante *R* tem um papel fundamental na equação de Clapeyron: é a constante *R* que assegura a proporcionalidade inversa ou direta entre as variáveis de estado do gás.

- Para os valores de pressão, temperatura e volume nas CNTP, nas unidades aceitas pelo SI temporariamente, temos:

$$R = \frac{1\ \text{atm} \cdot 22{,}4\ \text{L}}{1\ \text{mol} \cdot 273{,}15\ \text{K}} \Rightarrow R = 0{,}082\ \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}}$$

$$R = \frac{760\ \text{mmHg} \cdot 22{,}4\ \text{L}}{1\ \text{mol} \cdot 273{,}15\ \text{K}} \Rightarrow R = 62{,}3\ \frac{\text{mmHg} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}}$$

- Para os valores de pressão, temperatura e volume nas CNTP, nas unidades recomendadas pelo SI, temos:

$$R = \frac{101\,325\ \text{Pa} \cdot 0{,}0224\ \text{m}^3}{1\ \text{mol} \cdot 273{,}15\ \text{K}} \Rightarrow R = 8{,}309\ \frac{\text{Pa} \cdot \text{m}^3}{\text{mol} \cdot \text{K}}$$

Pa é expresso em N/m^2 ou $N \cdot m^{-2}$.

Assim, no lugar do produto $Pa \cdot m^3$, podemos escrever:

$N \cdot m^{-2} \cdot m^3 = N \cdot m$ e como $N \cdot m = J$ (joule)

$$R = 8{,}309\ \frac{\text{J}}{\text{mol} \cdot \text{K}}$$

- Para os valores de pressão, temperatura e volume adotados nas STP (IUPAC), nas unidades recomendadas pelo SI, temos:

$$R = \frac{100\,000\ \text{Pa} \cdot 0{,}02271\ \text{m}^3}{1\ \text{mol} \cdot 273{,}15\ \text{K}}$$

$$R = 8{,}314\ \frac{\text{Pa} \cdot \text{m}^3}{\text{mol} \cdot \text{K}} \quad \text{ou} \quad R = 8{,}314\ \frac{\text{J}}{\text{mol} \cdot \text{K}}$$

Observe que o valor de R adotado para a resolução de um problema deve estar de acordo com as unidades de pressão e de volume utilizadas.

Como o valor numérico de R também foi calculado com base na temperatura termodinâmica (em kelvin), o valor da temperatura utilizada na equação de Clapeyron deve ser sempre convertido para kelvin.

Nas CNTP a pressão-padrão é de 101 325 Pa, o que equivale a 1 atm, e a temperatura-padrão é de 273,15 K. Nessas condições o volume ocupado por 1 mol de qualquer gás é ≃22,4 L.

A IUPAC trabalha com o Sistema Internacional de Unidades (SI). Assim, define apenas as condições de pressão e temperatura padrões ou STP (*standard temperature and pressure*). Nas STP a pressão-padrão é de 100 000 Pa, o que equivale a 1 bar, e a temperatura-padrão é de 273,15 K. Nessas condições o volume ocupado por 1 mol de moléculas de qualquer gás é ≃22,71 L.

Curiosidade

Benoît Paul-Émile Clapeyron

Benoît Paul-Émile Clapeyron nasceu em Paris, França, em 1799. Foi engenheiro e físico e seus trabalhos influenciaram o estabelecimento das leis da Termodinâmica.

Clapeyron estudou na *École Polytechnique* e na *École des Mines* antes de partir para São Petersburgo, em 1820, para lecionar na *École des Travaux Publics*, já que era especialista em construção de locomotivas e ferrovias.

Ficou por 10 anos na Rússia, onde integrou a equipe de engenheiros criada por Alexandre I para melhorar as estradas e pontes do país.

Voltou à França após a Revolução Francesa (julho de 1830), para trabalhar no projeto de construção de uma linha de estrada de ferro de Paris a Versalhes e St. Germain. Casou-se com Mélanie Bazaine, filha de Pierre-Dominique Bazaine (matemático e engenheiro civil).

Foi nomeado professor da *École Ponts de Chaussées* (1844) e eleito para a Academia de Ciências de Paris (1848). Trabalhou em um comitê de acompanhamento da construção do Canal de Suez e em um outro que analisou o emprego de máquinas a vapor na marinha. Faleceu em Paris em 1864.

Exercício resolvido

5 (UFRGS-RS) Um extintor de incêndio contém 4,4 kg de gás carbônico (massa molar = 44 g/mol). O volume máximo de gás liberado na atmosfera, a 27 °C e 1 atm, é, em litros:

a) 0,229.
b) 2,46.
c) 24,6.
d) 229,4.
e) 2460.

Resolução

1 kg = 1000 g ou 10^3 g

$$n_{CO_2} = \frac{m_{CO_2}}{M_{CO_2}} \Rightarrow n_{CO_2} = \frac{4{,}4 \cdot 10^3 \text{ g}}{44 \text{ g}} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow n_{CO_2} = 100 \text{ mol}$$

$P = 1$ atm; $V = ?$; $T = 300$ K

$R = 0{,}082$ atm · L/K · mol

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow V = \frac{n \cdot R \cdot T}{P}$$

$$V = \frac{100 \cdot 0{,}082 \cdot 300}{1}$$

$V = 2460$ L de CO_2(g)

O volume máximo de CO_2(g) liberado na atmosfera é de 2 460 L.

Alternativa **e**.

Exercícios

22 (Unicentro-PR) Um profissional da área ambiental recebeu uma amostra de gás, sem identificação, para análise. Após algumas medidas, ele obteve os seguintes dados:

Amostra	*m* (g)	*V* (mL)	*P* (atm)	*t* (°C)
Gás	1,28	600	0,82	27

Com base nos valores obtidos, entre os gases indicados nas alternativas, conclui-se que a amostra era de:

a) O_2.
b) O_3.
c) N_2.
X d) SO_2.
e) H_2.

Dados: O = 16 u; H = 1 u; N = 14 u; S = 32 u;
$R = 0{,}082$ atm · L / K · mol.

23 (UnB-DF) Os gambás, quando são ameaçados, exalam um líquido, que se vaporiza imediatamente a 27 °C, extremamente malcheiroso para os humanos. No entanto, para os gambás, ele pode ser considerado um perfume. Na tentativa de identificar a substância responsável pelo perfume dos gambás, um estudante de Química vaporizou em um frasco 0,45 g dessa substância a 27 °C e 1,0 atm (101 325 Pa). Pelas medidas feitas, o gás ocupou o volume de 123 mL. Sabendo que a constante universal dos gases é: $R = 0{,}082$ atm · L · mol^{-1} · K^{-1} ou $R = 8{,}31$ J · K^{-1} · mol^{-1} e considerando que a substância se comporta como um gás ideal, escolha apenas uma das opções (atm ou Pa) e faça o que se pede, desprezando a parte fracionária do resultado final obtido, após efetuar todos os cálculos necessários.

a) Calcule, em milimols, a quantidade de matéria da substância vaporizada.
b) Calcule, em g/mol, a massa molar da substância vaporizada.

24 (Cesgranrio-RJ) Uma quantidade de matéria igual a 5 mol de um gás ideal a uma temperatura de 27 °C ocupa um volume de 16,4 litros. A pressão em atm, exercida por essa quantidade de gás, é:
Dado: $R = 0{,}082$ atm · L/mol · K.

a) 0,675.
b) 0,75.
c) 6,75.
X d) 7,5.
e) 75.

25 (UFC-CE) As pesquisas sobre materiais utilizados em equipamentos esportivos são direcionadas em função dos mais diversos fatores. No ciclismo, por exemplo, é sempre desejável minimizar o peso das bicicletas, para que se alcance o melhor desempenho do ciclista. Dentre muitas, uma das alternativas a ser utilizada seria inflar os pneus das bicicletas com o gás hélio, He, por ser bastante leve e inerte à combustão. A massa de hélio necessária para inflar um pneu de 0,4 L de volume, com a pressão correspondente a 6,11 atm, a 25 °C, seria:

X a) 0,4 g.
b) 0,1 g.
c) 2,4 g.
d) 3,2 g.
e) 4,0 g.

26 (Unifenas-MG) A massa de nitrogênio contida em um recipiente de 8,2 L, a 127 °C e à pressão de 2 atm é:
Dados: N = 14 g/mol; $R = 0{,}082$ atm · L / K · mol

a) 1 g.
b) 7 g.
X c) 14 g.
d) 21 g.
e) 28 g.

27 (UFU-MG) A atmosfera é composta por uma camada de gases que se situam sobre a superfície da Terra. Imediatamente acima do solo localiza-se uma região da atmosfera conhecida como troposfera, na qual ocorrem as nuvens, os ventos e a chuva. Ela tem uma altura aproximadamente de 10 km, a temperatura no seu topo é cerca de −50 °C e sua pressão é de 0,25 atm. Se um balão resistente a altas pressões, cheio com gás hélio até um volume de 10 L, a 1,00 atm e 2 °C for solto, o volume deste balão, quando chegar ao topo da troposfera, será de:

a) 40,0 L.
b) 74,1 L.
c) 36,3 L.
X d) 29,7 L.
e) 52,5 L.

CAPÍTULO 2

Misturas gasosas

FOI NOTÍCIA!

Umidade do ar atinge 12% em Cuiabá no domingo e chega a nível de deserto

"Cuiabá registrou a menor umidade relativa do ar no ano, na tarde deste domingo [09/08/2015]. Segundo o Centro de Previsão de Tempo e Estudos Climáticos do Instituto Nacional de Pesquisas Espaciais (CPTEC/Inpe), o índice chegou a 12% às 15h30 (horário de Mato Grosso), o que é considerado pelos meteorologistas estado de alerta. A baixa umidade na capital é semelhante à umidade do deserto do Saara, que possui uma média entre 10% e 15% de umidade.

A baixa umidade também está acompanhada pela alta temperatura, que chegou aos 37 °C, no mesmo horário, com sensação térmica de 38 °C, segundo o Inpe. O tempo quente e seco deve continuar em Mato Grosso, ao longo dessa semana. O sol predomina em todas as áreas e a umidade do ar se mantém baixa. Nesta segunda-feira [10/08/2015], a máxima prevista é de 36 °C, em Cuiabá e, a mínima, de 23 °C. [...]

Além do uso de protetor solar e beber bastante água, os meteorologistas recomendam também evitar exercícios físicos e trabalhos ao ar livre entre 10h e 16h. Evitar ainda lugares aglomerados e usar soro fisiológico nos olhos e narinas.

Por conta da baixa umidade as pessoas ficam mais sujeitas a complicações alérgicas e doenças respiratórias, além de sofrer com sangramento de nariz, ressecamento da pele e irritação nos olhos.

Segundo a escala usada pela Organização Mundial de Saúde (OMS), a umidade relativa do ar ideal é de 60%. A umidade entre 60% e 30% é considerada aceitável. Abaixo de 30% e acima de 20% já representa 'estado de atenção'. Abaixo de 20% representa 'estado de alerta'. Quando o nível de umidade relativa do ar fica abaixo de 12%, entra em 'estado de emergência'.

A semana inicia com 33 dias sem chuva na capital mato-grossense. No dia 7 de julho [de 2015], um temporal caiu sobre a cidade, o que provocou estragos em diversos bairros, como destelhamento de casas e inundações. Ainda conforme o Centro de Previsão de Tempo e Estudos Climáticos do Instituto Nacional de Pesquisas Espaciais (CPTEC/Inpe), há cidades na região norte de Mato Grosso que estão 60 dias sem chuva."

MARTINS, Kelly. Disponível em: <http://g1.globo.com/mato-grosso/noticia/2015/08/umidade-do-ar-atinge-12-em-cuiaba-no-domingo-e-chega-nivel-de-deserto.html>. Acesso em: 14 set. 2015.

Marcos André/Opção Brasil Images

Cidade de Cuiabá, Mato Grosso, 2013.

Você acabou de ler uma matéria sobre a baixa umidade relativa do ar em Cuiabá. Você sabe que problemas de saúde podem ocorrer quando a umidade relativa do ar está muito baixa ou muito alta?

1 Comportamento dos gases em uma mistura

- Por que os jogadores de futebol do Brasil apresentam dificuldade nos jogos disputados em La Paz, na Bolívia?
- Por que os mergulhadores de alta profundidade não podem subir rapidamente para a superfície?

Nos esquemas o volume das partículas não parece desprezível em relação ao volume do recipiente. Se fôssemos respeitar essa condição na ilustração, não poderíamos esquematizar as moléculas do gás. Não se esqueça de que estamos trabalhando com um modelo (sem existência física real).

Para responder a essas perguntas precisamos estudar o comportamento das misturas gasosas.

É importante observar que as conclusões que obtivemos até o momento sobre o comportamento de um gás ideal são de ordem quantitativa e não qualitativa, ou seja, dependem apenas da quantidade de matéria (número de moléculas do gás) no sistema e não do tipo de elemento ou substância de que esse gás é constituído.

Desse modo, as relações que valem para um único tipo de gás valem igualmente para as misturas gasosas, partindo do princípio de que não ocorre nenhuma reação química entre os gases presentes na mistura.

Observe, por exemplo, os sistemas abaixo:

No esquema ao lado, temos:
carbono:
nitrogênio:
oxigênio:

Assim, temos moléculas de:
gás ozônio, O_3:
monóxido de carbono, CO:
gás nitrogênio, N_2:

Ilustrações: Paulo Manzi/Arquivo da editora

Todas as relações válidas para o comportamento de um gás ideal no sistema 1 são igualmente válidas nos sistemas 2, 3 e 4, pois os quatro sistemas apresentam o mesmo número de moléculas.

Lembre-se de que admitimos o seguinte modelo de comportamento para um **gás ideal**: o volume que um gás ideal ocupa é igual ao volume do recipiente que o contém. O volume das partículas é desprezível em relação ao volume do recipiente.

De modo genérico, para uma mistura gasosa com n_A mols de partículas do gás *A*, n_B mols de partículas do gás *B* e n_C mols de partículas do gás *C*, a equação de Clapeyron será escrita:

$$P \cdot V = (n_A + n_B + n_C) \cdot R \cdot T$$

As ilustrações estão fora de escala. Cores fantasia.

Veremos a seguir algumas relações básicas entre cada espécie de gás componente de uma mistura gasosa e todos os gases que compõem essa mistura.

Fração em quantidade de matéria

A relação existente entre a quantidade de matéria do gás *A* e a quantidade de matéria total de uma mistura gasosa é denominada fração em quantidade de matéria do gás *A* em relação a uma mistura gasosa (X_A).

Consideremos a mistura genérica de gases *A*, *B* e *C*:

$$\begin{array}{ll} \quad n_A & \text{mol de partículas do gás } A \\ + \; n_B & \text{mol de partículas do gás } B \\ \quad n_C & \text{mol de partículas do gás } C \\ \hline \quad n_{\text{total}} & \text{mol de partículas dos gases } A + B + C \end{array}$$

Teremos então: $X_A = \dfrac{n_A}{n_{\text{total}}}$; $X_B = \dfrac{n_B}{n_{\text{total}}}$; $X_C = \dfrac{n_c}{n_{\text{total}}}$

Prova-se facilmente que: $X_A + X_B + X_C = 1$.
Observe:

$$\frac{n_A}{n_{\text{total}}} + \frac{n_B}{n_{\text{total}}} + \frac{n_B}{n_{\text{total}}} = \frac{n_{total}}{n_{total}} = 1$$

Pressão parcial: lei de Dalton

Estudando os fenômenos meteorológicos e a composição do ar atmosférico, Dalton fez alguns experimentos em que introduzia vapor de água em um recipiente fechado contendo ar seco (mantendo o volume e a temperatura constantes).

Notou, então, que a pressão dentro do recipiente aumentava em um valor exatamente igual ao da pressão que o vapor de água exerceria se estivesse sozinho.

Experimentos semelhantes com vários gases levaram Dalton a concluir que a pressão parcial que um gás exerce em uma mistura gasosa é igual àquela que ele exerceria se estivesse sozinho, ocupando o mesmo volume da mistura, nas mesmas condições de temperatura e pressão.

Ar seco: pressão P_{ar}

Vapor de água: pressão $P_{água}$

Ar seco + vapor de água: pressão $P_{ar} + P_{água}$

No esquema ao lado, temos:
nitrogênio:
oxigênio:
água:

De onde vem a chamada lei das pressões parciais, ou lei de Dalton:

A pressão total exercida por uma mistura gasosa é igual à soma das pressões parciais dos gases que compõem a mistura.

Considerando os gases genéricos *A*, *B* e *C*, podemos escrever:

$$P_{\text{total}} = P_A + P_B + P_C$$

Partindo da equação de Clapeyron, podemos mostrar como a pressão que uma mistura de gases exerce em um recipiente está relacionada à quantidade de matéria total dos gases presentes na mistura.

$$
\begin{array}{llll}
 & \text{gás } A\text{:} & P_A \cdot V = n_A \cdot R \cdot T & \text{(I)} \\
+ & \text{gás } B\text{:} & P_B \cdot V = n_B \cdot R \cdot T & \text{(II)} \\
 & \text{gás } C\text{:} & P_C \cdot V = n_C \cdot R \cdot T & \text{(III)}
\end{array}
$$

mistura de gases $A + B + C$: $(P_A + P_B + P_C) \cdot V = (n_A + n_B + n_C) \cdot R \cdot T$

De onde vem: $P_{total} \cdot V = n_{total} \cdot R \cdot T$ (IV)

Se dividirmos, por exemplo, a equação (I) pela equação (IV), teremos o seguinte:

$$\frac{P_A \cdot V}{P_{total} \cdot V} = \frac{n_A \cdot R \cdot T}{n_{total} \cdot R \cdot T} \Rightarrow \frac{P_A}{P_{total}} = \frac{n_A}{n_{total}} = X_A$$

Como essa relação é válida para qualquer gás, concluímos que a pressão parcial de cada componente de uma mistura gasosa é proporcional à quantidade de matéria desse componente na mistura.

Sendo assim, a pressão parcial expressa em porcentagem é igual à fração em quantidade de matéria em porcentagem, $X\%$, de cada componente de uma mistura gasosa.

$$\%\text{ em pressão parcial} = X\% \text{ ou } \frac{\%\text{ em pressão parcial}}{100} = X$$

Dalton e a atmosfera

O químico inglês John Dalton (1766-1844) sempre teve um grande interesse pelo estudo da Meteorologia.

Sabendo que Lavoisier tinha descoberto que o ar continha pelo menos dois gases de massas diferentes (nitrogênio e oxigênio), Dalton começou a elaborar algumas questões básicas sobre a atmosfera. Por exemplo:

— Quais são as proporções de nitrogênio e oxigênio no ar atmosférico?

— Essas substâncias estão combinadas quimicamente ou apenas misturadas?

— E o vapor de água no ar? Também está quimicamente combinado com o nitrogênio e o oxigênio ou apenas misturado com eles?

O argumento a favor da combinação química era o de que a composição do ar atmosférico é muito homogênea e, como o nitrogênio, o oxigênio e a água possuem densidades diferentes, se essas substâncias estivessem apenas misturadas, deveriam se separar espontaneamente pela ação da gravidade.

O oxigênio, mais denso, formaria uma camada próxima à superfície da Terra; o nitrogênio, de densidade intermediária, ficaria acomodado por cima do oxigênio; e o vapor de água, menos denso, ficaria por cima do nitrogênio na alta atmosfera, porém isso não ocorria.

Por meio de uma série de experimentos que veremos a seguir, Dalton concluiu que a quantidade de vapor de água em meio a um gás não depende da natureza do gás, depende apenas da temperatura.

Verificando que existia muito pouco vapor de água na atmosfera, em relação ao oxigênio e ao nitrogênio, e que essa quantidade variava com a temperatura, ele concluiu que tanto o vapor de água como os gases nitrogênio e oxigênio estavam apenas misturados na atmosfera, e não combinados quimicamente.

Volume parcial: lei de Amagat

Com base na equação de Clapeyron e na lei de Dalton, o físico francês Émile Hilaire Amagat (1841-1915) chegou à definição do conceito de volume parcial de um gás.

O volume parcial ocupado por um gás em uma mistura gasosa é igual ao volume que esse gás ocuparia se estivesse sozinho suportando toda a pressão da mistura à mesma temperatura. De onde vem a denominada lei dos volumes parciais ou lei de Amagat:

Émile Hilaire Amagat (1841-1915).

> O volume total de uma mistura gasosa é igual à soma dos volumes parciais dos gases que a compõem.

Considerando os gases *A*, *B* e *C*, temos:

$$V_{total} = V_A + V_B + V_C$$

Partindo da equação de Clapeyron, podemos mostrar como o volume ocupado por uma mistura de gases está relacionado à quantidade de matéria de partículas total da mistura.

	gás *A*:	$P \cdot V_A = n_A \cdot R \cdot T$	(I)
+	gás *B*:	$P \cdot V_B = n_B \cdot R \cdot T$	(II)
	gás *C*:	$P \cdot V_C = n_C \cdot R \cdot T$	(III)

mistura de gases $A + B + C$: $P \cdot (V_A + V_B + V_C) = (n_A + n_B + n_C) \cdot R \cdot T$

Conclusão:

$$P \cdot V_{total} = n_{total} \cdot R \cdot T \text{ (IV)}$$

Se dividirmos, por exemplo, a equação (I) pela equação (IV), teremos:

$$\frac{P \cdot V_A}{P \cdot V_{total}} = \frac{n_A \cdot R \cdot T}{n_{total} \cdot R \cdot T} \Rightarrow \frac{V_A}{V_{total}} = \frac{n_A}{n_{total}} = X_A$$

Como essa relação é válida para qualquer gás, concluímos que o volume parcial de cada componente de uma mistura gasosa é proporcional à quantidade de matéria desse componente na mistura.

Sendo assim, o volume parcial expresso em porcentagem é igual à fração em quantidade de matéria em porcentagem, *X*%, de cada componente de uma mistura gasosa.

Desse modo, vale a relação:

$$\text{\% em volume parcial} = X\% \text{ ou } = \frac{\text{\% em volume parcial}}{100} = X$$

Massa molar aparente

Quando temos uma mistura de gases, podemos afirmar que:

- A massa total da mistura (m_{total}) é igual à soma das massas de cada gás que a compõe.
- A quantidade de matéria total da mistura (n_{total}) é igual à soma das quantidades de matéria de cada gás que a compõe.

Podemos, então, calcular a **massa molar aparente** para uma mistura de gases, sendo $n = \frac{m}{M}$ e, portanto, $M = \frac{m}{n}$:

$$M_{aparente} = \frac{m_{total}}{n_{total}}$$

A massa molar aparente, M_{ap}, indica a massa de 1 mol de partículas da mistura.

Podemos também calcular a M_{ap} pela soma das massas molares de cada gás multiplicadas pela respectiva fração em quantidade de matéria do gás na mistura.

Para uma mistura genérica de gases A, B e C, temos:

$$M_{ap} = M_A \cdot X_A + M_B \cdot X_B + M_C \cdot X_C$$

O aumento de temperatura diminui a densidade do ar dentro do balão, tornando-o menos denso que o ar frio de fora do balão. É isso que faz com que os balões de ar quente voem.

topseller/Shutterstock

Densidade aparente

Quando temos uma mistura gasosa, podemos calcular sua **densidade aparente** por meio da equação de Clapeyron:

$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$ e como $n = \frac{m}{M}$, temos

$P \cdot V = \frac{m}{M} \cdot R \cdot T$ e, portanto, $P \cdot M = \frac{m}{V} \cdot R \cdot T$.

Mas como $d = \frac{m}{V}$, concluímos que $P \cdot M = d \cdot R \cdot T$.

Logo, $d = \frac{P \cdot M}{R \cdot T}$.

Portanto, para uma mistura gasosa:

$$d_{ap} = \frac{P \cdot M_{ap}}{R \cdot T}$$

Se você observar bem essa expressão, vai notar que a densidade é inversamente proporcional à temperatura absoluta, ou seja, quanto maior a temperatura absoluta, menor a densidade e vice-versa.

Isso explica por que um balão de ar frio (densidade maior) não sobe, mas um balão de ar quente (densidade menor) sobe aos céus levando pessoas e cargas.

Exercício resolvido

1 Quando um jogo de futebol é disputado em La Paz, na Bolívia, a maior dificuldade dos jogadores é a adaptação à pressão atmosférica de aproximadamente 60 000 Pa. Nessa pressão, o teor de gás oxigênio no ar atmosférico é 40% menor que ao nível do mar. Ao nível do mar, a concentração de gás oxigênio no ar é de aproximadamente 20% em volume, e a pressão atmosférica pode ser considerada aproximadamente 100 000 Pa.
A partir dos dados fornecidos, calcule a pressão parcial do gás oxigênio e a porcentagem de gás oxigênio em volume no ar de La Paz.

Resolução

A pressão parcial do gás oxigênio ao nível do mar é igual a 20% da pressão atmosférica do ar. Portanto, temos:

$$20\% = \frac{20}{100} = 0{,}20$$

$$P_{O_2,\text{ nível do mar}} = 0{,}20 \cdot 100\,000 \Rightarrow P_{O_2,\text{ nível do mar}} = 20\,000 \text{ Pa}$$

Em La Paz a pressão parcial do gás oxigênio é 40% menor, ou seja, é 60% (0,60) da pressão atmosférica ao nível do mar. Portanto:

$$P_{O_2,\text{ La Paz}} = 0{,}60 \cdot 20\,000 \Rightarrow P_{O_2,\text{ La Paz}} = 12\,000 \text{ Pa}$$

A porcentagem de gás oxigênio no ar é basicamente a mesma em qualquer lugar do planeta. O que varia é a quantidade de matéria de todos os gases e, com isso, a pressão atmosférica, que tende a diminuir com a altitude. Isso pode ser verificado dividindo-se a pressão parcial do oxigênio em La Paz pela pressão total do ar atmosférico nesse local:

$$\%_{\text{gás oxigênio}} = \frac{12\,000}{60\,000} \Rightarrow \%_{\text{gás oxigênio}} = 0{,}20 \text{ ou } 20\%$$

Exercícios

1 Durante a construção de usinas hidrelétricas, em treinamentos do Corpo de Bombeiros e em plataformas de petróleo submarinas, é necessário o trabalho de mergulhadores profissionais. Às vezes, os mergulhadores precisam atingir profundidades de até 300 m. Como a cada 10 m de profundidade a pressão aumenta em torno de 1 atm, numa profundidade de 300 m o mergulhador tem de suportar uma pressão de aproximadamente 31 atm. Isso significa que a pressão parcial exercida pelos gases N_2(g) e O_2(g) aumenta 31 vezes em relação à exercida ao nível do mar.
Mas uma elevada pressão parcial do N_2(g) provoca sintomas semelhantes a uma "embriaguez", fazendo o mergulhador perder a noção da realidade. Além disso, uma pressão parcial de O_2(g) acima de 1,6 atm acelera o metabolismo humano em níveis considerados perigosos, afetando o sistema nervoso central e o sistema respiratório. A solução é utilizar em mergulhos a mais de 60 m de profundidade, principalmente em ambientes que exigem alta concentração, como naufrágios e cavernas, cilindros contendo uma mistura de gases como a denominada trimix, 16% de O_2(g), 24% de He(g) e 60% de N_2(g).
Considere um cilindro de mergulho contendo 2 400 L de mistura trimix a 200 atm de pressão e calcule:

a) A fração em quantidade de matéria de cada gás.
b) A pressão parcial de cada gás no cilindro.
c) O volume parcial de cada gás no cilindro.
d) A massa molar aparente da mistura.

2 (Fuvest-SP) Na respiração humana, o ar inspirado e o ar expirado têm composições diferentes.
A tabela abaixo apresenta as pressões parciais, em mmHg, dos gases da respiração em determinado local.

Gás	Ar inspirado	Ar expirado
Oxigênio	157,9	115,0
Dióxido de carbono	0,2	x
Nitrogênio	590,2	560,1
Argônio	7,0	6,6
Vapor de água	4,7	46,6

Qual é o valor de x, em mmHg?

X a) 31,7 b) 12,4 c) 48,2 d) 56,5 e) 71,3

3 (UPM-SP) Uma mistura de 1,5 mol de gás carbônico, 8 g de metano (16 g · mol^{-1}) e 44,8 L de monóxido de carbono está contida em um balão de 30 litros nas CNTP. É correto dizer que:
Dado: volume molar nas CNTP = 22,4 L/mol.

a) a pressão parcial do monóxido de carbono é o dobro da pressão parcial do metano.
b) a pressão parcial do metano é o triplo da do gás carbônico.
c) a pressão parcial do gás carbônico é 1/4 da pressão parcial do monóxido de carbono.
X d) a pressão parcial do monóxido de carbono é o quádruplo da pressão parcial do metano.
e) a pressão total é igual a 4 atm.

2 Umidades absoluta e relativa

O ar atmosférico limpo e seco pode ser considerado uma mistura de 78% de gás nitrogênio, 21% de gás oxigênio e cerca de 1% de gás argônio. O ar só consegue reter uma quantidade máxima de vapor de água equivalente a 4% de seu volume. **Esses 4% de vapor no ar significam umidade relativa igual a 100%**, condição em que o ar está saturado de vapor.

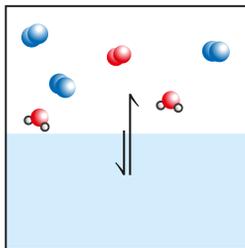
Pressão máxima de vapor da água

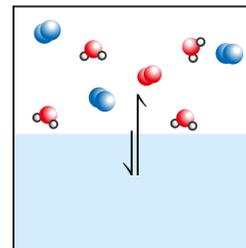
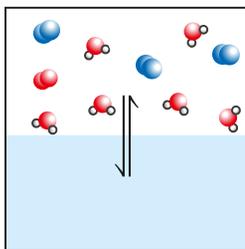
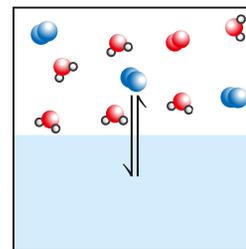
No esquema abaixo, temos:
nitrogênio:
oxigênio:
hidrogênio:
Assim, temos moléculas de:
gás nitrogênio, N_2:
gás oxigênio, O_2:
água, H_2O:

Em qualquer temperatura, as moléculas de água na fase líquida movimentam-se e colidem entre si, efetuando constantemente trocas de energia. Eventualmente uma molécula de água localizada na superfície adquire energia suficiente para romper as ligações intermoleculares (ligações de hidrogênio) feitas com outras moléculas, escapando para fora da massa líquida.

A evaporação é uma sucessão de eventos como esse, ou seja, é um conjunto de fenômenos isolados em que algumas moléculas, individualmente, escapam da superfície do líquido e que pode ser intensificado com o aumento de temperatura.

Considere, por exemplo, o sistema abaixo, contendo água líquida e ar em seu interior, sob **temperatura *T* constante**.

Tempo 1
As moléculas de água da massa líquida se movimentam para a superfície, começam a evaporar e a ocupar o espaço livre existente entre as partículas do ar no recipiente.

Tempo 2
O processo continua. Aumenta a quantidade de vapor de água dissolvido no ar. As moléculas de água que passaram para a fase vapor estão em movimento contínuo e exercem, com as partículas de ar, determinada pressão sobre as paredes do recipiente.

Ilustrações: Banco de imagens/Arquivo da editora

Tempo 3
O ar fica saturado de vapor de água. A pressão exercida pela água nesse momento é a pressão máxima de vapor de água na temperatura *T*.

Tempo 4
O número de moléculas no estado vapor não muda mais (é o mesmo que no tempo 3). Isso não significa que as moléculas de água da superfície do líquido tenham parado de evaporar; significa simplesmente que, se uma molécula de água passar de líquida para vapor, simultaneamente outra molécula de água vai passar de vapor para líquida. É o que chamamos **equilíbrio dinâmico**: $H_2O(\ell) \rightleftharpoons H_2O(v)$

Assim, dado um recipiente fechado, onde coexistem em equilíbrio os estados líquido e vapor de água, podemos definir:

> A pressão máxima de vapor de água é a maior pressão que o vapor de água exerce em determinada temperatura.

O ar só consegue reter uma quantidade máxima de vapor de água equivalente a 4% de seu volume. Esses 4% de vapor no ar significam umidade relativa igual a 100%, condição em que o ar está saturado de vapor. Em geral, pode-se considerar que, entre zero e 80% de umidade relativa, o ar está "seco", além disso, se diz que está úmido.

Sabemos que, em um sistema aberto (a atmosfera), a quantidade de matéria de um gás é diretamente proporcional a sua temperatura absoluta (página 22).

Como a temperatura influencia na quantidade de matéria de um gás presente em um ambiente aberto, consequentemente ela influencia na pressão máxima de vapor da água, conforme mostra a tabela a seguir:

Pressão de vapor de água × temperatura	
Temperatura/°C	**Pressão máxima de vapor de água no ar/mmHg**
0	4,58
10	9,21
20	17,54
30	31,83
40	55,34
60	149,44

Fonte: ATKINS, Peter; JONES, Loretta. *Princípios de Química*: questionando a vida moderna. São Paulo: Bookman, 2006. p. 386.

Tatiana Popova/Shutterstock/Glow Images
Ricardo Moraes/Folhapress

O nível de saturação é um dos fatores responsáveis pela restrição de visibilidade no trânsito terrestre e aéreo interferindo inclusive na "sustentação" de aeronaves, sendo, portanto, um dado crucial para o planejamento da segurança de voo.

Quando a pressão máxima de vapor de água no ar atmosférico é ultrapassada, forma-se a neblina ou o orvalho.

Podemos medir a quantidade de vapor de água no ar atmosférico de duas maneiras:

- **Umidade absoluta**: é a quantidade de vapor de água presente em determinado volume de ar, a dada temperatura (geralmente em gramas de água por metro cúbico de ar).
- **Umidade relativa (*Ur*)**: é o quociente entre a quantidade de vapor de água realmente existente no ar e a quantidade de vapor de água necessária para saturar o mesmo volume de ar, a dada temperatura.

$$Ur = \frac{P_{\text{vapor da água no local a } X\,°\text{C}}}{P_{\text{máxima de vapor da água a } X\,°\text{C}}}$$

Numa mesma temperatura, a umidade relativa também pode ser medida pelo quociente entre a pressão parcial de vapor de água presente no ar e a pressão máxima de vapor de água.

No estudo da Meteorologia, utiliza-se com frequência a medida da umidade relativa do ar.

Assim, por exemplo, se considerarmos um local onde a temperatura se encontra a 20 °C e a pressão de vapor de água é igual a 10,5 mmHg, é possível calcular a umidade relativa do ar pela relação:

- pressão de vapor de água no local: 10,5 mmHg;
- pressão máxima de vapor de água a 20 °C: 17,5 mmHg;
- umidade relativa do ar $= \frac{10,5}{17,5} \Rightarrow Ur = 0,6$ ou 60%.

Um valor para a umidade relativa do ar que esteja entre 50% e 60% é considerado adequado para a maioria das pessoas.

Se o dia está muito frio, é comum ver uma "fumaça" saindo da boca quando falamos ou respiramos. Isso ocorre porque o vapor de água que sai do nosso corpo é rapidamente resfriado (pois o dia está muito frio) e se condensa, formando a "fumaça" (composta basicamente de gotículas de água líquida). Quem mora em uma região de clima quente pode observar um fenômeno semelhante durante um dia chuvoso.

Experimento

Construção de um psicrômetro

O psicrômetro é um aparelho que mede a umidade relativa do ar com base na velocidade de evaporação da água no local. Para isso, utiliza dois termômetros idênticos expostos ao ar, um com o bulbo descoberto e outro com o bulbo coberto por uma gaze umedecida em água.

Material necessário

- 2 termômetros idênticos (de uso atmosférico)
- 1 garrafa PET de 2 litros
- arame de 20 cm de comprimento e 2 mm de diâmetro
- linha
- 1 copo ou recipiente de vidro (embalagem) pequeno
- água
- gaze (7 cm)
- tabela da página 41

Como fazer

Coloque água na garrafa PET preenchendo 1/3 de seu volume.

Perfure a garrafa PET com o arame, de modo que ele atravesse seu diâmetro na altura do gargalo, como mostra a ilustração.

Ilustração esquemática do psicrômetro

Dobre o arame nas extremidades em forma de gancho. Coloque um termômetro suspenso em cada gancho.

Envolva o bulbo de um dos termômetros com a gaze e prenda-a com linha. Introduza a extremidade da gaze no vidro, que deverá conter água.

O psicrômetro está pronto. Aguarde alguns instantes e observe que os termômetros marcam temperaturas diferentes.

Pelos valores das temperaturas dos termômetros e da tabela fornecida a seguir é possível determinar a umidade relativa do ar.

Anote a temperatura do termômetro seco (*ts*). Em seguida, anote a temperatura do termômetro úmido (*tu*).

Considere, por exemplo, os seguintes valores: $ts = 27$ °C e $tu = 24$ °C.

Calcule, então, a variação de temperatura (Δt) de um termômetro para o outro:

$\Delta t = ts - tu$

$\Delta t = 27 - 24$

$\Delta t = 3$ °C

Agora veja, na coluna *ts* da tabela, a temperatura do termômetro seco, 27 °C, e na linha Δt, a variação obtida, 3 °C. Na interseção de ambas, encontramos 79. Isso significa que a umidade relativa do ar no momento está em 79%.

Investigue

1. Por que os termômetros marcam temperaturas diferentes? Qual deles marca a menor temperatura? Justifique.
2. De que forma a umidade relativa do ar influencia na leitura das temperaturas nos termômetros a ponto de ser possível calculá-la por esses dados?
3. É possível que a umidade relativa do ar em determinado momento seja igual a 100%? Como devemos interpretar essa informação?
4. Afirma-se que em Belém do Pará, de junho a agosto, as chuvas ocorrem diariamente no mesmo horário. Pesquise a veracidade dessa informação e, se verdadeira, justifique o fato.

Umidade relativa do ar medida no psicrômetro

ts \ Δt	0,5	1,0	1,5	2,0	2,5	3,0	3,5	4,0	4,5	5,0	6,0	7,0	8,0	9,0	10
3	92	84	76	69	62	54	47	40	32	25	12	*	*	*	*
4	93	85	77	70	63	56	49	43	35	29	16	*	*	*	*
5	93	86	78	72	65	58	51	45	38	32	30	*	*	*	*
6	94	87	80	73	66	60	54	47	41	35	23	11	*	*	*
7	94	87	81	74	67	62	54	49	43	38	26	15	*	*	*
8	94	88	82	75	69	64	56	51	46	40	29	19	*	*	*
9	94	88	82	76	70	65	59	53	48	42	32	22	12	*	*
10	94	89	83	77	71	66	61	56	51	45	35	26	17	*	*
11	94	89	83	78	72	67	66	57	52	47	37	28	19	*	*
12	94	89	84	78	73	68	63	58	53	48	38	30	21	*	*
13	95	89	84	79	74	69	64	60	55	50	40	32	24	15	*
14	95	90	85	79	75	70	65	61	57	52	48	34	26	18	*
15	95	90	85	80	76	71	66	62	58	53	44	36	28	20	13
16	95	90	85	80	77	72	67	63	59	55	46	38	31	23	16
17	95	90	86	81	77	72	68	64	60	56	48	40	36	25	18
18	95	90	86	82	78	73	69	65	61	57	49	42	35	27	20
19	95	91	87	82	78	74	70	66	62	58	51	54	37	29	22
20	96	91	87	83	79	74	71	66	63	59	58	45	38	31	24
21	96	91	87	83	79	75	71	67	64	60	53	45	39	32	26
22	96	91	88	84	80	76	72	68	64	61	54	47	41	34	28
23	96	92	88	84	80	77	73	69	65	62	54	48	42	36	30
24	96	92	88	85	81	77	74	70	66	63	55	49	43	37	31
25	96	92	88	85	81	78	75	71	67	64	56	51	45	39	36
26	96	92	89	85	81	78	75	71	67	64	58	52	46	40	35
27	96	93	90	86	82	79	76	72	69	65	59	53	47	41	36
28	96	93	90	86	82	79	76	72	69	66	60	54	48	42	37
29	96	93	90	86	82	79	76	73	70	66	61	55	49	43	38
30	96	93	90	86	82	79	76	73	70	66	61	55	50	44	39
31	96	93	90	86	82	80	77	73	70	67	61	56	51	45	40
32	96	93	90	86	83	80	77	73	71	68	62	57	52	46	41
33	96	93	90	86	83	80	77	74	71	68	63	57	58	47	42
34	96	93	90	87	83	80	77	74	71	69	63	58	52	48	43
35	97	93	90	87	84	81	78	74	72	69	64	59	53	49	44
36	97	93	90	87	84	81	78	75	72	70	64	59	54	50	45
37	97	93	90	87	84	81	78	75	73	70	65	60	54	51	46
38	97	93	91	88	85	82	79	75	73	70	66	61	55	51	46
39	97	94	91	88	85	82	79	76	74	71	66	61	56	52	46
40	97	94	91	88	86	82	79	76	74	71	66	61	56	52	47
41	97	94	91	88	86	83	80	76	75	71	67	62	57	53	47
42	97	94	91	88	86	83	80	77	75	72	67	62	57	53	48
43	97	94	91	89	87	83	80	77	76	72	67	62	58	54	48
44	97	94	91	89	87	84	81	77	76	72	68	63	58	54	48
45	97	94	91	89	87	84	81	78	76	73	68	63	59	55	49

Fonte: NETTO, Luiz Ferraz. *Umidade relativa*. Disponível em: <www.feiradeciencias.com.br/sala02/02_053.asp>. Acesso em: 23 nov. 2015.

RETOMANDO A NOTÍCIA

A reportagem da página 31 enfatiza que a baixa umidade relativa do ar que atingiu a capital de Mato Grosso, Cuiabá, se assemelha à de um deserto. Você sabe quais os problemas de saúde que podem ser desenvolvidos quando a umidade relativa do ar está muito baixa ou muito alta?

A baixa umidade relativa do ar pode trazer uma série de complicações respiratórias por causa do ressecamento das mucosas (principalmente do nariz, da boca e da garganta), ressecamento da pele e irritação dos olhos, além de eletricidade estática nas pessoas e em equipamentos eletrônicos. Também aumenta a probabilidade de ocorrência de incêndios em pastagens e florestas.

Mas, quando a umidade relativa do ar está muito alta, também temos problemas. Nosso organismo utiliza o processo de transpiração como forma de liberar calor para o meio ambiente (à medida que o suor evapora), regulando a temperatura do corpo entre 36 °C e 37 °C.

Se a umidade relativa do ar estiver alta e o clima quente (verão), o suor não evapora da pele com eficiência, prejudicando esse mecanismo de resfriamento do corpo. A sensação térmica torna-se maior que a real, gerando mal-estar. Em lugares onde o verão é mais seco, ainda que a temperatura esteja alta, a sensação térmica pode ser até menor do que a real, pois o organismo pode transpirar livremente, e assim nos sentimos melhor.

Quando a umidade relativa é alta e o clima está frio (inverno), o organismo aciona mecanismos para preservar o calor do corpo e não para liberá-lo. A sensação térmica, porém, pode se tornar menor que a real porque a condutividade térmica da água é aproximadamente 25 vezes maior que a do ar e, assim, o nosso organismo tende a perder calor mais rapidamente. Outros problemas são a proliferação de microrganismos, como fungos (que causam frieiras, micoses e outras infecções de pele), e a transmissão de vírus e bactérias, principalmente pelo fato de as pessoas tenderem a se aglomerar em locais fechados. O uso de aparelhos desumidificadores pode ajudar a manter a umidade de locais fechados em um nível confortável.

A tabela a seguir indica os cuidados que devemos ter no caso de baixa umidade relativa do ar.

Cuidados com a umidade relativa do ar

Umidade relativa	Aviso	Cuidados
Entre 30 e 20%	Estado de atenção	Evitar exercícios físicos ao ar livre entre 11 e 15 horas. Umidificar o ambiente com vaporizadores, toalhas molhadas, recipientes com água, irrigação de jardins, etc. Procurar se proteger do sol. Consumir água à vontade.
Entre 20 e 12%	Estado de alerta	Observar as recomendações do estado de atenção. Suprimir exercícios físicos e trabalhos ao ar livre entre 10 e 16 horas. Evitar aglomerações em ambientes fechados. Usar soro fisiológico para olhos e narinas.
Abaixo de 12%	Estado de emergência	Observar as recomendações para os estados de atenção e de alerta. Interromper qualquer atividade ao ar livre entre 10 e 16 horas, como exercícios, coleta de lixo, entre outras. Durante a tarde, manter com umidade os ambientes internos, principalmente quartos de crianças, hospitais, etc.

Fonte: UMIDADE do ar: saúde no inverno. Disponível em: <www.cpa.unicamp.br/artigos-especiais/umidade-do-ar-saude-no-inverno.html>. Acesso em: 14 set. 2015.

3 Difusão e efusão gasosas: lei de Graham

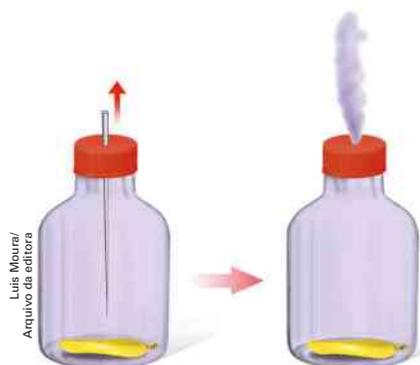
- Por que sentimos cheiro de gás ao trocar o botijão de gás?
- Por que os balões de aniversário murcham com o tempo?

Para responder a essas perguntas precisamos conhecer os fenômenos de difusão e efusão gasosas.

Denomina-se **difusão** o movimento espontâneo das partículas de um gás de se espalharem uniformemente em meio às partículas de um outro gás, ou então, de atravessarem uma parede porosa.

Na difusão gasosa, o gás, inicialmente contido em uma bexiga (balão) dentro da garrafa, se espalha por todo o volume da garrafa quando a bexiga é furada.

É o que ocorre, por exemplo, quando uma pessoa usando perfume entra em um ambiente fechado e o perfume se espalha no ambiente.

A **efusão** refere-se ao movimento espontâneo de escape das partículas de um gás contido num recipiente por um pequeno orifício para um ambiente externo de pressão mais baixa.

Na efusão gasosa, o gás dentro da garrafa escapa por um pequeno orifício no gargalo.

É o que ocorre, por exemplo, quando estamos tentando encher um balão (bexiga) de aniversário e ele escapa de nossas mãos.

O movimento das partículas de um gás em qualquer situação está relacionado à energia cinética média dessas partículas, que é diretamente proporcional à temperatura do gás, ou seja, quanto maior a temperatura do gás, mais rápido será o movimento das moléculas.

Outro fator que influi na velocidade do movimento das moléculas de um gás é a sua massa molar. Quanto menor for a massa molar de uma substância gasosa, mais rápido será o movimento das moléculas.

O fenômeno da difusão gasosa é o que mantém a composição da atmosfera aproximadamente constante.

Quanto menor for a massa molar do gás, maiores serão suas velocidades de difusão e efusão.

Exercício resolvido

2 Qual é a pressão parcial do vapor de água em um local onde a umidade relativa é 25% e a temperatura ambiente é de 30 °C, sabendo que a pressão máxima de vapor de água nessa temperatura (30 °C) é igual a 31,8 mmHg? Esse valor de umidade relativa (25%) permite que as pessoas se sintam confortáveis?

Resolução

$$\text{Umidade relativa} = \frac{P_{\text{vapor de água no local a } X\text{ °C}}}{P_{\text{máxima de vapor de água a } X\text{ °C}}}$$

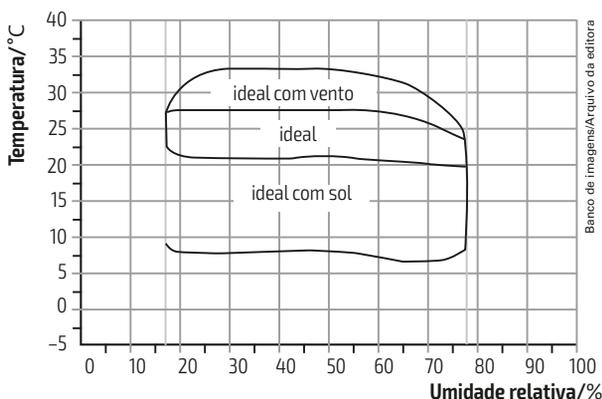
$$P_{\text{vapor de água no local a 30 °C}} = Ur \cdot P_{\text{máxima de vapor de água a 30 °C}}$$

$$P_{\text{vapor de água no local a 30 °C}} = 0{,}25 \cdot 31{,}8$$

$$P_{\text{vapor de água no local a 30 °C}} = 7{,}95 \text{ mmHg}$$

Não, pois o ar está muito seco. O valor de umidade relativa do ar entre 50% e 60% é o mais adequado para a maioria das pessoas.

Exercícios

4 (Enem) Os seres humanos podem tolerar apenas certos intervalos de temperatura e umidade relativa (*Ur*), e, nessas condições, outras variáveis, como os efeitos do sol e do vento, são necessárias para produzir condições confortáveis, nas quais as pessoas podem viver e trabalhar. O gráfico mostra esses intervalos:

Adaptado de: *The Random House Encyclopedias*, new rev., 3rd. ed., 1990.

A tabela mostra temperaturas e umidades relativas do ar de duas cidades, registradas em três meses do ano.

Cidades	Março		Maio		Outubro	
	t °C	*Ur* %	*t* °C	*Ur* %	*t* °C	*Ur* %
Campo Grande	25	82	20	60	25	58
Curitiba	27	72	19	80	18	75

Com base nessas informações, pode-se afirmar que condições ideais são observadas em

X a) Curitiba com vento em março, e Campo Grande, em outubro.
b) Campo Grande com vento em março, e Curitiba com sol em maio.
c) Curitiba, em outubro, e Campo Grande com sol em março.
d) Campo Grande com vento em março, e Curitiba com sol em outubro.
e) Curitiba, em maio, e Campo Grande, em outubro.

5 (UFBA) Numa sala fechada, são abertos ao mesmo tempo três frascos com, respectivamente, gás amônia (17 g/mol), de odor característico forte e irritante, dióxido de enxofre (64 g/mol), de odor sufocante, e sulfeto de hidrogênio (34 g/mol), com cheiro de ovo podre.
Uma pessoa na sala, a igual distância dos três frascos, sente os cheiros na seguinte ordem:

a) sulfeto de hidrogênio, amônia e dióxido de enxofre.
X b) amônia, sulfeto de hidrogênio e dióxido de enxofre.
c) sulfeto de hidrogênio, dióxido de enxofre e amônia.
d) dióxido de enxofre, amônia e sulfeto de hidrogênio.
e) amônia, dióxido de enxofre e sulfeto de hidrogênio.

6 (UEL-PR) Os gases do estômago, responsáveis pelo arroto, apresentam composição semelhante à do ar que respiramos: nitrogênio, oxigênio, hidrogênio e dióxido de carbono. Nos gases intestinais, produzidos no intestino grosso pela decomposição dos alimentos, encontra-se também o gás metano.
Considerando cada gás individualmente, qual seria a ordem esperada de liberação destes para o ambiente, em termos de suas velocidades médias de difusão no ar?

a) N_2, O_2, CO_2, H_2, CH_4.
b) H_2, N_2, O_2, CH_4, CO_2.
X c) H_2, CH_4, N_2, O_2, CO_2.
d) CO_2, O_2, N_2, H_2, CH_4.
e) CH_4, CO_2, N_2, O_2, H_2.

CAPÍTULO 3

Cálculo estequiométrico

FOI NOTÍCIA!

Impactos ambientais das queimadas de cana-de-açúcar

"[...] Apesar dos benefícios econômicos apresentados pela expansão do setor sucroalcooleiro, algumas questões precisam ser mais bem discutidas sobre a cultura, como os impactos ambientais causados pelas queimadas. Uma das práticas mais comuns ainda hoje utilizada no Brasil é a queima da palha da cana-de-açúcar, com o propósito de facilitar as operações de colheita. A queimada consiste em atear fogo no canavial para promover a limpeza das folhas secas e verdes que são consideradas matéria-prima descartável.

Um dos pontos mais críticos sobre a queima da palha da cana-de-açúcar são as emissões de gases do efeito estufa na atmosfera, principalmente o gás carbônico, CO_2, como também o monóxido de carbono, CO, óxido nitroso, N_2O, metano, CH_4, e a formação do ozônio, O_3, além da poluição do ar atmosférico pela fumaça e fuligem.

A queima da palha equivale à emissão de 9 quilogramas de CO_2 por tonelada de cana, enquanto a fotossíntese da cana retira cerca de 15 toneladas por hectare de CO_2. Assim, a cultura da cana-de-açúcar mostra-se extremamente eficiente na fixação de carbono, apresentando um balanço altamente positivo, já que absorve muito mais carbono do que libera na atmosfera.

No estado de São Paulo, a Lei n. 11 241 de 2002 controla a queima da cana-de-açúcar para despalha e instalou um cronograma para que todos os canaviais deixem de ser queimados. A norma exige um planejamento que deve ser entregue anualmente à Cetesb, de modo a adequar as áreas de produção ao plano de eliminação de queimadas. O prazo máximo seria 2021 para áreas mecanizáveis e 2031 para áreas não mecanizáveis.

No Protocolo Ambiental assinado entre o Governo do Estado e a Unica (União da Indústria de Cana-de-açúcar), em 2007, ocorreu a antecipação dos prazos. No ano de 2014, plantações que estiverem em áreas com declividade de até 12% não poderão mais ser queimadas, existindo somente a colheita mecanizada da cana crua. Nas demais áreas, o prazo é até o ano de 2017."

Disponível em: <www.grupocultivar.com.br/site/content/artigos/artigos. php?id=983>. Acesso em: 15 set. 2015.

A queima da palha da cana-de-açúcar causa um impacto ambiental que não pode ser ignorado. Paraíba, 2014.

Kleide Teixeira/Olhar Imagem

Você acabou de ler um artigo que, comparando unidades diferentes (quilograma por tonelada com tonelada por hectare), tenta convencer de que a cultura da cana-de-açúcar é eficiente na fixação de carbono. Você consegue entender os dados fornecidos pela comparação com unidades diferentes?

1 Cálculos teóricos

Você já tentou fazer um bolo? Se tentou, sabe que é preciso seguir uma receita que indica a proporção dos ingredientes e o modo de fazer.

Receita de bolo simples

Ingredientes

- 2 copos e meio de farinha
- 2 copos e meio de açúcar
- 1 colher de sopa de manteiga
- 1 copo de leite morno
- 4 ovos
- 1 colher de chá de fermento em pó

Como fazer

Bata as claras em neve e, em outro recipiente, bata o açúcar com as gemas e a manteiga. Adicione a farinha de trigo e o leite morno. Por último coloque o fermento e incorpore, aos poucos, as claras em neve à massa. Asse em forno preaquecido em uma assadeira redonda e previamente untada com manteiga e farinha de trigo.

Salvatore Chiariello/Shutterstock/Glow Images

Se você modificar a proporção de qualquer um dos ingredientes, vai obter um bolo diferente do esperado (mais seco, mais mole, mais duro, mais gorduroso, sem estrutura, etc.).

Considerando as diferenças entre a culinária e a Química, enfrentamos um problema semelhante quando provocamos a reação de substâncias para obter um produto: **as substâncias reagem e formam produtos numa proporção específica**.

Assim, o cálculo estequiométrico é usado para determinar a quantidade de reagentes que devem ser usados e de produtos que serão obtidos em uma reação química, levando em consideração também a pureza e o excesso de reagentes, o rendimento da reação, o excesso de alguma substância, etc.

Esse cálculo pode ser feito em termos de quantidade de matéria (n), de número de moléculas ou de fórmulas unitárias ($N = 6{,}02214 \cdot 10^{23} \cdot n$), de massa ou de volume das substâncias envolvidas, e baseia-se nos **coeficientes da equação química corretamente balanceada.**

Observe:

$$1 \text{ mol} \Leftrightarrow 6 \cdot 10^{23} \text{ moléculas*} \Leftrightarrow \text{massa molar em g/mol} \Leftrightarrow 22{,}4 \text{ L (nas CNTP)}$$

* Ou de fórmulas unitárias, no caso de substâncias iônicas como o NaCℓ.

A utilização do cálculo estequiométrico é de extrema importância em laboratórios e em todo o ramo industrial que envolva algum processo de transformação química.

Considere a reação balanceada de combustão completa do etanol (álcool etílico), sendo as massas atômicas dos elementos: H = 1, C = 12 e O = 16 e o valor aproximado da constante de Avogadro igual a $6{,}0 \cdot 10^{23}$ (em temperatura e pressão em que todos os componentes estão no estado gasoso).

Para isso, vamos relembrar:

$$1 \text{ mol} \Leftrightarrow 6 \cdot 10^{23} \text{ moléculas*} \Leftrightarrow \text{massa molar em g/mol} \Leftrightarrow 22{,}4 \text{ L (nas CNTP)}$$

Relação	Etanol	Oxigênio	Gás carbônico	Água
	1 $C_2H_6O(\ell)$ +	**3** O_2 (g) $\longrightarrow$	**2** CO_2 (g) +	**3** H_2O (v)
Quantidade de matéria	1 mol	3 mol	2 mol	3 mol
Número de moléculas	$1 \cdot 6 \cdot 10^{23}$	$3 \cdot 6 \cdot 10^{23}$	$2 \cdot 6 \cdot 10^{23}$	$3 \cdot 6 \cdot 10^{23}$
Massa	$1 \cdot 46$ g	$3 \cdot 32$ g	$2 \cdot 44$ g	$3 \cdot 18$ g
Volume (para gases)	1 volume	3 volumes	2 volumes	3 volumes
Volume nas CNTP	líquido nas CNTP	$3 \cdot 22,4$ L	$2 \cdot 22,4$ L	líquido nas CNTP

Os coeficientes de qualquer equação química são encontrados com base na **lei da conservação da massa**, de Lavoisier, e na **lei das proporções constantes**, de Proust.

Os valores de volume do quadro acima baseiam-se na lei volumétrica de Gay-Lussac. Nesse caso, não devemos esquecer que o volume só se manterá constante se a pressão e a temperatura também forem mantidas constantes.

Assim, se estabelecermos para qualquer reação química as proporções indicadas como na queima do etanol, é possível fazer vários cálculos por meio de regras de três simples (cálculo proporcional) para descobrir as quantidades de reagentes usadas e de produtos obtidos.

Observe que o princípio do cálculo estequiométrico é o mesmo que o utilizado para fazer um bolo. Por exemplo, se para fazer um bolo precisamos de 4 ovos, para fazer dois bolos precisamos de quantos ovos? Se usarmos 2 copos de leite, de quantos copos de farinha vamos precisar? Veja a receita na página anterior e responda.

Para começar a aprender os princípios do cálculo estequiométrico, vamos considerar condições ideais: reagentes 100% puros, rendimento da reação igual a 100% e quantidade de substâncias presentes, na proporção exata indicada pelos coeficientes da reação balanceada (sem excesso de reagentes). É claro que na prática os processos químicos não ocorrem dessa maneira, por isso denominamos esses cálculos de teóricos.

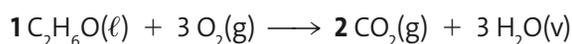
Veremos a seguir, com base na resolução de alguns problemas propostos, as relações que podem ser utilizadas e como são feitos os cálculos estequiométricos.

Relações entre quantidades de matéria

Imagine a seguinte questão: qual a quantidade de matéria de álcool etílico, $C_2H_6O(\ell)$, que deve reagir para fornecer 12 mol de gás carbônico (supondo reação de combustão completa)?

Observe que, para resolver esse problema, vamos relacionar apenas os dados das substâncias mencionadas no enunciado, concluindo, por exemplo, que há oxigênio suficiente para reagir com todo o álcool etílico e que a queima é completa.

Equação balanceada da combustão do álcool etílico:

$$\mathbf{1}\, C_2H_6O(\ell) + 3\, O_2(g) \longrightarrow \mathbf{2}\, CO_2(g) + 3\, H_2O(v)$$

1 mol ——————— **2** mol

x ——————— 12 mol

$$x = \frac{1 \cdot 12}{2} \Rightarrow x = 6 \text{ mol de } C_2H_6O(\ell)$$

Para obter 12 mol de gás carbônico, é necessário queimar completamente 6 mol de álcool etílico.

A regra de três é um cálculo baseado na razão de que os fatores envolvidos são diretamente proporcionais.
Para o exemplo ao lado, desconsideramos a seguinte passagem:
$\frac{1}{x} = \frac{2}{12} \Rightarrow x \cdot 2 = 1 \cdot 12$

No Brasil, o etanol é utilizado principalmente como combustível de motores de explosão.

Relações entre massas

Se calcularmos as massas molares de cada substância participante da reação e **multiplicarmos** essas massas pelos seus respectivos coeficientes na equação química balanceada, teremos a **proporção em massa** das substâncias que reagem e das que são produzidas. Com esses dados, podemos resolver qualquer questão relacionando as quantidades em massa das substâncias.

Por exemplo, qual a massa de $O_2(g)$ necessária para queimar completamente 161 g de etanol, $C_2H_6O(\ell)$?

$$\mathbf{1}\ C_2H_6O(\ell) + \mathbf{3}\ O_2(g) \longrightarrow 2\ CO_2(g) + 3\ H_2O(\ell)$$

$\mathbf{1} \cdot 46$ g ——— $\mathbf{3} \cdot 32$ g $\quad 2 \cdot 44$ g $\quad 3 \cdot 18$ g

161 g ——— x

$$x = \frac{161 \cdot 3 \cdot 32}{1 \cdot 46} \quad \Rightarrow \quad x = 336 \text{ g de } O_2(g)$$

Para queimar completamente 161 g de etanol, $C_2H_6O(\ell)$, é necessário utilizar 336 g de gás oxigênio.

Relações entre quantidade de matéria e constante de Avogadro

Existe uma **relação de proporcionalidade** entre o número de partículas elementares em uma amostra da substância (N) e sua quantidade de matéria (n). A constante de proporcionalidade que permite a passagem de quantidade de matéria para número de partículas elementares é a constante de Avogadro: $N_A = 6{,}02214 \cdot 10^{23}$ ou $\simeq 6{,}0 \cdot 10^{23}$.

Por exemplo, quantas moléculas de gás oxigênio são consumidas na combustão de 5 mol de álcool etílico?

$$\mathbf{1}\ C_2H_6O(\ell) + \mathbf{3}\ O_2(g) \longrightarrow 2\ CO_2(g) + 3\ H_2O(v)$$

1 mol ——— $\mathbf{3} \cdot 6 \cdot 10^{23}$ moléculas

5 mol ——— x

$$x = \frac{5 \cdot 3 \cdot 6 \cdot 10^{23}}{1} \quad \Rightarrow \quad x = 9{,}0 \cdot 10^{24} \text{ moléculas de } O_2(g)$$

Na combustão de 5 mol de álcool etílico são consumidas $9{,}0 \cdot 10^{24}$ moléculas de $O_2(g)$.

Relação entre constante de Avogadro e massa

Como a constante de Avogadro é proporcional a uma quantidade de matéria igual a 1 mol, e essa quantidade de matéria se relaciona à massa molar da substância (em g/mol), podemos associar diretamente a constante de Avogadro com a massa molar, na proporção indicada pelos coeficientes da equação balanceada.

$$6{,}0 \cdot 10^{23} \text{ moléculas} \Leftrightarrow 1 \cdot \text{massa molar da substância}$$

Esse tipo de relação pode ser utilizado para calcular, por exemplo, o número de moléculas de etanol, $C_2H_6O(\ell)$, que, ao sofrer combustão completa com gás oxigênio suficiente, fornece uma massa de água, $H_2O(v)$, igual a 162 g.

Da equação balanceada temos:

$$\mathbf{1}\ C_2H_6O(\ell) + 3\ O_2(g) \longrightarrow 2\ CO_2(g) + \mathbf{3}\ H_2O(\ell)$$

$$\mathbf{1} \cdot 6{,}02 \cdot 10^{23} \text{ moléculas} \text{ ——— } \mathbf{3} \cdot 18 \text{ g}$$

$$x \text{ ——— } 162 \text{ g}$$

$$x = \frac{162 \cdot 1 \cdot 6{,}02 \cdot 10^{23}}{3 \cdot 18} \Rightarrow x = 1{,}806 \cdot 10^{24} \text{ moléculas de } C_2H_6O(\ell)$$

É necessário que um número de moléculas de álcool etílico igual a $1{,}806 \cdot 10^{24}$ sofra combustão completa.

Relações entre quantidade de matéria e volume

O volume molar é proporcional a uma quantidade de matéria igual a 1 mol e, portanto, igual aos coeficientes da reação balanceada.

1 mol de moléculas $\Leftrightarrow$ 1 · volume molar da substância

Esse tipo de relação pode ser utilizado, por exemplo, para calcular a quantidade de matéria de $C_2H_6O(\ell)$ necessária para liberar 103,95 L de $CO_2(g)$ em uma reação de combustão do álcool etílico, feita sob temperatura de 300 K e pressão de 120 000 Pa.

Podemos calcular o volume molar nas condições da reação considerando, por exemplo, que ele é proporcional ao volume molar nas STP. Desse modo, temos:

$$\frac{P_i \cdot V_i}{T_i} = \frac{P_f \cdot V_f}{T_f} \Rightarrow \frac{100\,000 \cdot 22{,}71}{273{,}15} = \frac{120\,000 \cdot V_f}{300}$$

$$V_f = \frac{100\,000 \cdot 22{,}71 \cdot 300}{120\,000 \cdot 273{,}15} \Rightarrow V_f \simeq 20{,}79 \text{ L}$$

Assim, o volume ocupado por 1 mol de moléculas (volume molar) sob pressão de 120 000 Pa e temperatura de 300 K é igual a 20,79 L/mol.

Da equação balanceada temos:

$$\mathbf{1}\ C_2H_6O(\ell) + 3\ O_2(g) \longrightarrow \mathbf{2}\ CO_2(g) + 3\ H_2O(v)$$

$$\mathbf{1} \text{ mol de } C_2H_6O(\ell) \text{ ——— } \mathbf{2} \cdot 20{,}79 \text{ L de } CO_2(g)$$

$$x \text{ ——— } 103{,}95 \text{ L de } CO_2(g)$$

$$x = \frac{1 \cdot 103{,}95}{2 \cdot 20{,}79} \Rightarrow x = 2{,}5 \text{ mol de } C_2H_6O(\ell)$$

Para produzir 103,95 L de gás carbônico, é necessário que 2,5 mol de álcool etílico queimem completamente.

A IUPAC trabalha com o Sistema Internacional de Unidades (SI). Assim, define apenas as condições de pressão-padrão e temperatura-padrão ou STP (*Standard Temperature and Pressure*).

Nas STP, a pressão-padrão é de 100 000 Pa, o que equivale a 1 bar, e a temperatura-padrão é de 273,15 K. Nessas condições o volume ocupado por 1 mol de moléculas de qualquer gás é ≃ 22,71 L.

No Brasil também trabalhamos nas chamadas condições normais de temperatura e pressão, CNTP.

Nas CNTP, a pressão-padrão é de 101 325 Pa, o que equivale a 1 atm, e a temperatura-padrão é de 273,15 K. Nessas condições o volume ocupado por 1 mol de qualquer gás é ≃ 22,4 L.

De onde vem... para onde vai?

Etanol

No Brasil, a fermentação da cana-de-açúcar é o principal método de obtenção do etanol.

O etanol ou álcool etílico pode ser obtido da fermentação de vários vegetais ricos em açúcar, amido ou celulose, como cana-de-açúcar, milho, beterraba, sorgo, trigo, arroz, mandioca e celulose, extraída de matéria vegetal, principalmente de eucaliptos, além de palhas, madeiras, resíduos agrícolas e resíduos sulfíticos de fábricas de papel.

Para viabilizar economicamente a produção industrial, no entanto, deve-se procurar a maior relação possível entre a energia renovável obtida e a energia fóssil gasta na produção.

A produção de etanol da cana-de-açúcar, em geral, obedece aos seguintes procedimentos:

Moagem da cana

Após o corte, a cana-de-açúcar é transportada até a usina e lavada para retirar a sujeira mais grossa. Em seguida é picada e levada para moer. A moagem produz o caldo de cana, também conhecido como garapa, que contém um alto teor de sacarose, $C_{12}H_{22}O_{11}$, e também o bagaço, a parte sólida rica em celulose, $(C_6H_{10}O_5)_n$.

Ernesto Reghran/Pulsar Images

Usina de produção de álcool e açúcar no interior de São Paulo, 2014.

A mistura garapa-resíduo é filtrada.

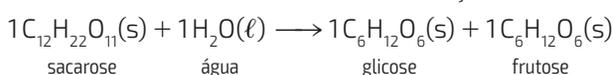
Feita a separação, o bagaço é utilizado para cogeração de energia ou como matéria-prima na produção de celulose, chapas de aglomerado e ração animal.

A garapa é aquecida para eliminar a água, formando um líquido viscoso e rico em açúcar, o melaço, do qual podem se obter tanto o açúcar como o etanol.

Produção de melaço

O melaço consiste numa solução de ≃ 40% em massa de sacarose (a cristalização do melaço produz o açúcar mascavo).

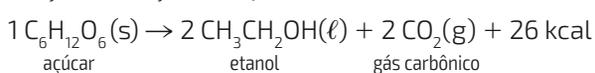
Em seguida, acrescenta-se um pouco de água e de ácido ao melaço para hidrolisar a sacarose, obtendo-se assim o mosto de fermentação.

$$\underset{\text{sacarose}}{1\,C_{12}H_{22}O_{11}(s)} + \underset{\text{água}}{1\,H_2O(\ell)} \longrightarrow \underset{\text{glicose}}{1\,C_6H_{12}O_6(s)} + \underset{\text{frutose}}{1\,C_6H_{12}O_6(s)}$$

O produto da hidrólise da sacarose é denominado açúcar invertido.

Fermentação do mosto

Neste momento, acrescentam-se ao mosto os fermentos biológicos, como a *Saccharomyces*, que é um tipo de levedura.

Esses microrganismos, ao se alimentarem dos açúcares, produzem enzimas, como a zimase, que atuam como catalisadores, acelerando a transformação dos açúcares presentes no mosto em etanol.

$$\underset{\text{açúcar}}{1\,C_6H_{12}O_6(s)} \rightarrow \underset{\text{etanol}}{2\,CH_3CH_2OH(\ell)} + \underset{\text{gás carbônico}}{2\,CO_2(g)} + 26\text{ kcal}$$

Esse processo tem duração média de 50 horas, e o etanol produzido por fermentação chega no máximo a 14% em volume na solução, pois acima dessa concentração o etanol destrói a enzima zimase, e a fermentação é interrompida.

Destilação do mosto fermentado

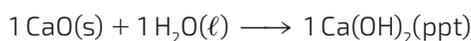
O mosto fermentado é então enviado para a destilaria, onde é submetido a uma destilação fracionada para separar o álcool etílico da solução.

A destilação prossegue até formar uma solução com 96% de etanol e 4% de água (etanol 96 °GL). Nessa proporção, o etanol e a água formam uma mistura azeotrópica (ponto de ebulição constante), logo não pode ser separada por destilação.

Obtenção do etanol anidro

Para obter etanol puro ou anidro, a indústria utiliza agentes desidratantes para retirar a água excedente. Um exemplo é a adição de óxido de cálcio (cal viva) à mistura.

O óxido de cálcio reage com a água formando hidróxido de cálcio:

$$1\,CaO(s) + 1\,H_2O(\ell) \longrightarrow 1\,Ca(OH)_2(ppt)$$

Como o $Ca(OH)_2$(ppt) não é solúvel em álcool etílico, ocorre a formação de uma mistura heterogênea que pode ser separada por filtração. O etanol com até 0,5% de água é considerado anidro.

Cada litro de álcool obtido na destilação produz cerca de 12 litros de resíduos do mosto fermentado. Esse resíduo recebe o nome de vinhaça ou vinhoto. É possível aproveitar o vinhoto como fertilizante aumentando a produtividade do canavial, porém, como a produção desse resíduo é muito grande, muitas empresas acabam despejando parte dele em corpos de água, causando sérios problemas de poluição ambiental.

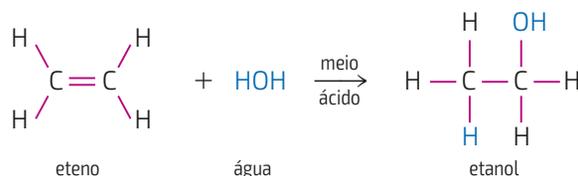
Hidratação do etileno (eteno)

O eteno, ou etileno, é obtido principalmente do gás natural proveniente da destilação fracionada do petróleo ou de um processo denominado craqueamento (quebra pelo fogo) do petróleo (cujo objetivo principal é aumentar a produção de gasolina).

Exemplo:

$$\underset{\text{fração querosene}}{1\,C_{12}H_{26}(\ell)} \longrightarrow \underset{\text{fração gasolina}}{1\,C_8H_{18}(\ell)} + \underset{\text{eteno}}{2\,C_2H_4(g)}$$

Em seguida, faz-se a água reagir com o eteno – reação de adição –, produzindo etanol.

$$\underset{\text{eteno}}{H_2C{=}CH_2} + \underset{\text{água}}{HOH} \xrightarrow[\text{ácido}]{\text{meio}} \underset{\text{etanol}}{H-\overset{\overset{\large H}{|}}{\underset{\underset{\large H}{|}}{C}}-\overset{\overset{\large OH}{|}}{\underset{\underset{\large H}{|}}{C}}-H}$$

Atualmente o etanol é utilizado como combustível de veículos, tanto misturado à gasolina como puro, principalmente em veículos do tipo *flex*.

Nas indústrias, o etanol é utilizado como reagente de partida para a síntese de vários compostos químicos, como o ácido acético (etanoico), o butadieno e o etanal (acetaldeído).

Por ser miscível com a água em qualquer proporção, e também com a maioria dos solventes orgânicos, é muito utilizado como solvente para muitas substâncias na fabricação de perfumes, tintas, vernizes e explosivos.

Trabalho em equipe

Quando uma bebida alcóolica é ingerida, o etanol é absorvido no intestino delgado e distribuído pelo corpo, através da corrente sanguínea. O etanol é uma substância tóxica, e o organismo inicia o processo de excreção dessa substância tão logo ela é consumida. Cerca de 90% do etanol ingerido é processado no fígado – a enzima álcool desidrogenase converte etanol em acetaldeído (etanal), que também é uma substância tóxica e é responsável pela enxaqueca e outros sintomas da ressaca.

Pesquise a diferença entre os termos alcóolico e alcólatra e faça um levantamento no seu bairro (ou nos arredores da escola) do número de bares em relação ao número de estabelecimentos que se propõem a dar apoio aos alcoólicos (como os alcoólicos anônimos).

Consiga o depoimento de alguém que já conviveu com um ex-alcoólatra (ou mesmo de um ex-alcoólico) e que possa descrever o que leva uma pessoa ao consumo excessivo de bebida, os problemas de relacionamento enfrentados e as dificuldades para vencer o vício.

A sala pode ser dividida em grupos. Cada grupo vai pesquisar um tópico e apresentá-lo aos demais. Após as apresentações, pode-se fazer um debate entre os alunos para discutir o tema.

RETOMANDO A NOTÍCIA

A reportagem da página 45, comparando unidades diferentes (quilograma por tonelada com tonelada por hectare), tenta convencer de que a cultura da cana-de-açúcar é eficiente na fixação de carbono. Você consegue entender os dados fornecidos pela comparação com unidades diferentes?

Segundo as informações do texto de abertura, *a queima da palha [da cana-de-açúcar] equivale à emissão de 9 kg de CO_2 por tonelada de cana, enquanto a fotossíntese da cana retira cerca de 15 toneladas de CO_2 por hectare*.

Mas como comparar quilograma de CO_2 liberado por tonelada de cana queimada com tonelada de CO_2 absorvido por hectare de cana plantada?

Não faz sentido, faz? Para podermos estabelecer uma comparação concreta, é necessário que os dados sejam equivalentes.

No *site* <www.agric.com.br/producoes/cultivo_da_cana.html> (acesso em: 17 set. 2012), encontramos a seguinte informação:

Os canaviais são culturas semiperenes, pois são replantados somente após cerca de cinco anos do plantio, ou seja, colhe-se cerca de cinco vezes o canavial antes da sua reforma. Normalmente a primeira colheita é mais produtiva, sendo que a produtividade decresce gradualmente a cada corte, sendo as médias respectivamente 120, 95, 85, 75 e 60 toneladas por hectare.

Assim, a quantidade de CO_2 absorvido do ambiente, considerando a média, é:

$$(120 + 95 + 85 + 75 + 60)/5 = 87,$$

ou seja, 87 toneladas de cana por hectare, em média. Então, podemos fazer o seguinte cálculo:

$$87 \text{ toneladas de cana} \xrightarrow{\text{absorvem}} 15 \text{ toneladas de } CO_2$$
$$1 \text{ tonelada de cana} \xrightarrow{\text{absorve}} x$$

$$x = \frac{1 \cdot 15}{87} \Rightarrow x \simeq 0{,}17 \text{ tonelada de } CO_2$$

Concluindo, podemos estimar, pelos dados fornecidos, que cada tonelada de cana plantada absorve aproximadamente 0,17 t de CO_2 do ambiente.

Agora podemos calcular a quantidade de CO_2 liberado para o ambiente convertendo a quantidade em quilogramas de CO_2 liberado para tonelada de CO_2 liberado por tonelada de cana queimada.

Fazendo os cálculos, concluímos que 1 tonelada de cana queimada libera 0,009 t de CO_2 para o ambiente, dado que 1 kg $= 10^{-3}$ t.

Com dados equivalentes fica mais clara a ideia de que a plantação de cana é vantajosa para o meio ambiente, pois cada tonelada plantada absorve 0,17 t de CO_2/hectare, enquanto a queimada feita na colheita libera 0,009 t de CO_2/hectare.

Isso mostra a importância de comparar valores com a mesma unidade. Mas isso é tudo?

Não, precisamos ainda considerar:

- O impacto causado pelo tempo de ocorrência de cada fenômeno, ou seja, ainda de acordo com o *site* <www.agric.com.br/producoes/cultivo_da_cana.html>: *A primeira colheita da cana pode ocorrer após um ano ou um ano e meio do plantio, dependendo do quão precoce é a variedade utilizada*.

  Se considerarmos um ano para a colheita, veremos que 1 t de cana plantada absorve 0,17 t de CO_2 a cada 365 dias, ou $\simeq$ 0,0005 t de CO_2 absorvido/dia/hectare. Por outro lado, a queimada ocorre em um ou dois dias. Considerando dois dias, temos $\simeq$ 0,005 t de CO_2 liberado/dia/hectare. Nesse caso, devido ao impacto, os números não parecem tão favoráveis.

- A utilização da cana-de-açúcar na produção de combustível automotivo (etanol) também ocasionará a liberação de CO_2 para o meio ambiente.

Como vemos, a situação é bem mais preocupante e complexa do que parece à primeira vista.

Kleide Teixeira/Olhar Imagem

Queima de canavial, Paraíba, 2014.

Exercício resolvido

1 A reação de combustão completa da acetona pode ser representada pela equação

$C_3H_6O(v) + O_2(g) \longrightarrow CO_2(g) + H_2O(v)$

e ocorre sob pressão de 110 000 Pa e temperatura de 17 °C. Calcule o volume de gás carbônico, $CO_2(g)$, obtido na queima completa de $3{,}01 \cdot 10^{26}$ moléculas de propanona, $C_3H_6O(v)$.

Resolução

$1\,C_3H_6O(v) + 4\,O_2(g) \longrightarrow 3\,CO_2(g) + 3\,H_2O(v)$

Cálculo do volume molar:

$$\frac{P_i \cdot V_i}{T_i} = \frac{P_f \cdot V_f}{T_f} \Rightarrow \frac{100\,000 \cdot 22{,}71}{273{,}15} = \frac{110\,000 \cdot V_f}{290{,}15}$$

$$V_f = \frac{100\,000 \cdot 22{,}71 \cdot 290{,}15}{110\,000 \cdot 273{,}15}$$

$V_f \simeq 21{,}93$ L (volume molar)

$1 \cdot 6{,}02 \cdot 10^{23}$ de $C_3H_6O(v)$ ———— $3 \cdot 21{,}93$ L $CO_2(g)$

$3{,}01 \cdot 10^{26}$ de $C_3H_6O(v)$ ———— x

$$x = \frac{3{,}01 \cdot 10^{26} \cdot 3 \cdot 21{,}93}{1 \cdot 6{,}02 \cdot 10^{23}} \Rightarrow x = 32\,895 \text{ L de } CO_2(g)$$

Exercícios

ATENÇÃO! Não escreva no seu livro!

Para resolver as questões de 1 a 4 com base no enunciado a seguir, consulte o valor da massa molar dos elementos na tabela periódica e utilize:
Volume molar nas CNPT = 22,4 L e constante de Avogadro = $= 6{,}0 \cdot 10^{23}$.
O acetileno (etino) é um gás incolor de odor agradável que queima a temperaturas elevadas e é usado em maçaricos. Faça o balanceamento da equação de combustão do acetileno e responda às questões de 1 a 4.

$$C_2H_2(g) + O_2(g) \longrightarrow CO_2(g) + H_2O(v)$$

1 Cálculos relacionando quantidades de matéria:

a) Qual a quantidade de matéria de $CO_2(g)$ obtida na combustão completa de 8 mol de acetileno, $C_2H_2(g)$?

b) Qual a quantidade de matéria de gás oxigênio, $O_2(g)$, necessária para fornecer 17,5 mol de água, $H_2O(v)$, na queima completa do acetileno, $C_2H_2(g)$?

2 Cálculos relacionando massas:

a) Qual a massa de gás carbônico, $CO_2(g)$, obtida na queima completa de 91 g de acetileno, $C_2H_2(g)$?

b) Qual a massa de água, $H_2O(v)$, obtida com 528 g de gás carbônico, $CO_2(g)$, na reação de combustão completa do acetileno, $C_2H_2(g)$?

3 Cálculos relacionando número de moléculas:

a) Quantas moléculas de água, $H_2O(v)$, são obtidas na queima completa do acetileno, $C_2H_2(g)$, ao serem consumidas $3{,}0 \cdot 10^{24}$ moléculas de gás oxigênio, $O_2(g)$?

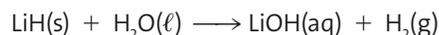
b) Quantas moléculas de gás carbônico, $CO_2(g)$, são formadas na queima total de $2{,}4 \cdot 10^{23}$ moléculas de acetileno, $C_2H_2(g)$?

4 Considerando 25 °C e 1 atm (condições constantes) e volume molar = 24,46 L/mol, responda:

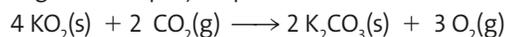
a) Qual o volume de $C_2H_2(g)$ que, ao sofrer combustão completa, fornece 673,8 L de gás carbônico, $CO_2(g)$?

b) Qual o volume de acetileno, $C_2H_2(g)$, que pode ser totalmente queimado por uma quantidade de oxigênio, $O_2(g)$, igual a 25 m³?

5 (UnB-DF) A substância hidreto de lítio reage com a água segundo a seguinte equação:

$$LiH(s) + H_2O(\ell) \longrightarrow LiOH(aq) + H_2(g)$$

Essa reação é usada para inflar botes salva-vidas. O náufrago pressiona um dispositivo do bote, que contém água e uma cápsula de vidro com LiH. Ao ser pressionada, a cápsula quebra-se, e o hidreto reage imediatamente com a água, liberando o gás. Calcule a quantidade de matéria de hidreto de lítio, LiH(s), necessária para inflar um bote de 252 L a 0 °C e 1,0 atm.

6 (Vunesp-SP) As máscaras de oxigênio utilizadas em aviões contêm superóxido de potássio, KO_2 sólido. Quando a máscara é usada, o superóxido reage com o $CO_2(g)$ exalado pela pessoa e libera $O_2(g)$, necessário à respiração, segundo a equação química balanceada:

$$4\,KO_2(s) + 2\,CO_2(g) \longrightarrow 2\,K_2CO_3(s) + 3\,O_2(g)$$

Calcule, dado volume molar dos gases (CNTP) = 22,4 L:

a) a massa de KO_2, expressa em gramas, necessária para reagir com 0,10 mol de CO_2.

b) o volume de O_2 liberado a 0 °C e 760 mmHg, para a reação de 0,4 mol de KO_2.

7 (Cefet-CE) O carbonato de cálcio é um calcário usado como matéria-prima na obtenção da cal, de acordo com a reação $CaCO_3(s) \longrightarrow CaO(s) + CO_2(g)$. A massa de cal produzida na calcinação de 200 kg de carbonato é:

X a) 112 kg. b) 56 kg. c) 28 kg. d) 100 kg. e) 200 kg.

2 Reagentes em excesso

Existem muitos fatores que interferem no desenvolvimento de uma reação química, como a pureza dos reagentes, o manejo e o armazenamento adequado desses reagentes, a imprecisão das medidas e a variação nas condições de temperatura e pressão. Como esses fatores são muitos, na prática não é possível mantê-los sob controle absoluto, e eles devem ser sempre levados em consideração quando se deseja saber a quantidade de produtos que será obtida em determinada reação química.

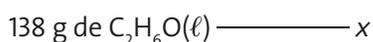
Vimos que as substâncias reagem rigorosamente dentro da proporção indicada pelos coeficientes da reação corretamente balanceada. Se houver qualquer quantidade em excesso de uma substância reagente, esse excesso não vai participar da reação e deverá ser desprezado.

Veja a seguinte situação: uma massa de álcool etílico, $C_2H_6O(\ell)$, igual a 138 g foi posta para queimar na presença de 220 L de gás oxigênio, $O_2(g)$, em condições ambientes (1 atm e 25 °C). Como podemos proceder para calcular o volume de gás carbônico liberado e a quantidade de reagente em excesso, se houver?

Sendo a massa molar do $C_2H_6O(\ell)$ igual a 46 g/mol e o volume molar nas condições em que ocorreu a reação igual a 25 L/mol, o primeiro passo é montar a reação balanceada:

$$\mathbf{1}\,C_2H_6O(\ell) + \mathbf{3}\,O_2(g) \longrightarrow 2\,CO_2(g) + 3\,H_2O(v)$$

$\mathbf{1} \cdot 46$ g de $C_2H_6O(\ell)$ ——— $\mathbf{3} \cdot 25$ L de $O_2(g)$

138 g de $C_2H_6O(\ell)$ ——— x

$$x = \frac{138 \cdot 3 \cdot 25}{1 \cdot 46} \Rightarrow x = 225 \text{ L de } O_2(g)$$

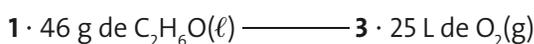
Como o volume de gás oxigênio, $O_2(g)$, disponível é de 220 L e seriam necessários 225 L para reagir totalmente com 138 g de álcool etílico, $C_2H_6O(\ell)$, concluímos que o álcool etílico está em excesso.

O próximo passo é calcular a massa de álcool etílico que reagiu de fato.

Da reação balanceada, temos que:

$$\mathbf{1}\,C_2H_6O(\ell) + \mathbf{3}\,O_2(g) \longrightarrow 2\,CO_2(g) + 3\,H_2O(v)$$

$\mathbf{1} \cdot 46$ g de $C_2H_6O(\ell)$ ——— $\mathbf{3} \cdot 25$ L de $O_2(g)$

y ——— 220 L de $O_2(g)$

$$y = \frac{220 \cdot 1 \cdot 46}{3 \cdot 25} \Rightarrow y \simeq 135 \text{ g de } C_2H_6O(\ell) \text{ reagiram efetivamente}$$

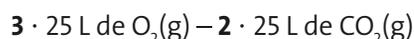
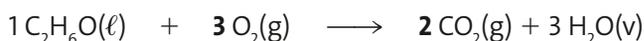
Agora podemos calcular a massa de substância em excesso subtraindo a massa da substância que foi colocada para reagir da massa que efetivamente reagiu:

138 g − 135 g = 3 g de $C_2H_6O(\ell)$ em excesso.

Finalmente, a massa de produto formada pode ser calculada utilizando a substância reagente que **não** estava em excesso ou a massa da outra substância que reagiu efetivamente (o excesso deve ser desprezado). Nos dois casos, é claro, o resultado será o mesmo.

$$1\,C_2H_6O(\ell) + \mathbf{3}\,O_2(g) \longrightarrow \mathbf{2}\,CO_2(g) + 3\,H_2O(v)$$

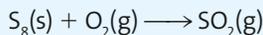
$\mathbf{3} \cdot 25$ L de $O_2(g)$ – $\mathbf{2} \cdot 25$ L de $CO_2(g)$

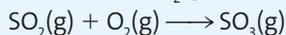
220 L de $O_2(g)$ — z

$$z = \frac{220 \cdot 2 \cdot 25}{3 \cdot 25} \Rightarrow z \simeq 146{,}7 \text{ L de } CO_2(g) \text{ liberados}$$

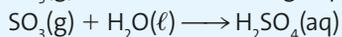
Exercício resolvido

2 Um método de obtenção do ácido sulfúrico, $H_2SO_4(aq)$, envolve as seguintes equações não balanceadas:

I. combustão do enxofre a óxido sulfuroso, $SO_2(g)$

$S_8(s) + O_2(g) \longrightarrow SO_2(g)$

II. oxidação do $SO_2(g)$ a óxido sulfúrico, $SO_3(g)$

$SO_2(g) + O_2(g) \longrightarrow SO_3(g)$

III. $SO_3(g)$ é borbulhado em água produzindo $H_2SO_4(aq)$

$SO_3(g) + H_2O(\ell) \longrightarrow H_2SO_4(aq)$

Dados: H = 1 u; O = 16 u; S = 32 u; mol = $6{,}02 \cdot 10^{23}$.

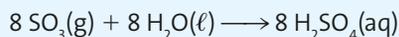
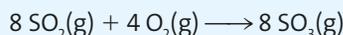
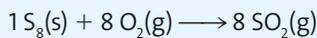
O ar atmosférico contém 21% em volume de $O_2(g)$. Que volume de ar atmosférico conterá $O_2(g)$ suficiente para fornecer 320 g de $SO_3(g)$ nas STP (volume molar = = 22,71 L/mol), pela queima completa de enxofre, $S_8(s)$?

Resolução

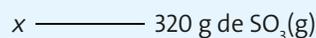
Antes de fazer os cálculos é preciso igualar os coeficientes das substâncias que são produzidas numa etapa e consumidas na etapa seguinte:

$1\ S_8(s) + 8\ O_2(g) \longrightarrow 8\ SO_2(g)$

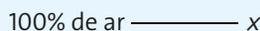
$8\ SO_2(g) + 4\ O_2(g) \longrightarrow 8\ SO_3(g)$

$8\ SO_3(g) + 8\ H_2O(\ell) \longrightarrow 8\ H_2SO_4(aq)$

O oxigênio participa como reagente em duas etapas do processo: 8 mols na queima de $S_8(s)$ e 4 mols na queima de $SO_2(g)$. Logo, são necessários 12 mols de $O_2(g)$ para formar 8 mols de $SO_3(g)$:

$12 \cdot 22{,}71$ L de $O_2(g)$ —— $8 \cdot 80$ g de $SO_3(g)$

x —— 320 g de $SO_3(g)$

$$x = \frac{320 \cdot 12 \cdot 22{,}71}{8 \cdot 80} \Rightarrow x = 136{,}26 \text{ L de } O_2(g)$$

21% de O_2 —— 136,26 L de O_2 (g)

100% de ar —— x

$$x = \frac{136{,}26 \cdot 100}{21} \Rightarrow x \simeq 648{,}86 \text{ L de ar}$$

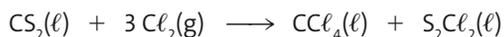
Exercícios

8 Calcule o máximo de massa de água que se pode obter a partir de 10,0 gramas de hidrogênio e 46,0 gramas de oxigênio. Indique qual o reagente em excesso e qual a massa em excesso (o quanto sobra desse reagente). Dados: H = 1 u e O = 16 u.

9 (UFRN) Pode-se dizer que o reagente limitante numa reação química é aquele que está:

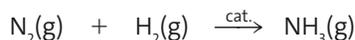
X a) em falta.
b) desequilibrado.
c) em excesso.
d) com maior massa.
e) com menor massa.

10 (PUC-SP) Misturam-se 1,000 kg de sulfeto de carbono, $CS_2(\ell)$, e 2,000 kg de gás cloro, $C\ell_2(g)$, em um reator, onde se processa a transformação:

$$CS_2(\ell) + 3\ C\ell_2(g) \longrightarrow CC\ell_4(\ell) + S_2C\ell_2(\ell)$$

As massas de tetracloreto de carbono, $CC\ell_4(\ell)$, formado e do reagente em excesso que resta quando a reação se completa são:

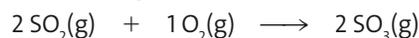
X a) 1,446 kg de $CC\ell_4(\ell)$ e 0,286 kg de $CS_2(\ell)$.
b) 2,026 kg de $CC\ell_4(\ell)$ e 0,286 kg de $CS_2(\ell)$.
c) 1,446 kg de $CC\ell_4(\ell)$ e 0,286 kg de $C\ell_2(g)$.
d) 2,026 kg de $CC\ell_4(\ell)$ e 0,286 kg de $C\ell_2(g)$.
e) 1,286 kg de $CC\ell_4(\ell)$ e 0,732 kg de $C\ell_2(g)$.

11 (Vunesp-SP) Na indústria, a amônia, $NH_3(g)$, é obtida pelo processo denominado Haber-Bosh, pela reação entre o nitrogênio e o hidrogênio na presença de um catalisador apropriado, conforme mostra a reação não balanceada:

$$N_2(g) + H_2(g) \xrightarrow{cat.} NH_3(g)$$

Considerando um rendimento de 100%, calcule:

a) a massa de amônia produzida reagindo-se 7 g de nitrogênio, $N_2(g)$, com 3 g de hidrogênio, $H_2(g)$.
b) nas condições descritas no item **a**, existe reagente em excesso? Se existir, qual a massa em excesso desse reagente?

12 (Cesgranrio-RJ) Os gases dióxido de enxofre, $SO_2(g)$, e oxigênio, $O_2(g)$, em condições apropriadas, reagem formando o trióxido de enxofre, $SO_3(g)$, conforme a reação esquematizada a seguir:

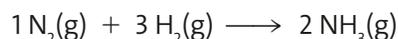
$$2\ SO_2(g) + 1\ O_2(g) \longrightarrow 2\ SO_3(g)$$

Usando volumes iguais dos dois reagentes, haverá excesso de um deles. A porcentagem desse excesso de volume, em relação ao volume inicial dos reagentes, é:

a) 25% de $O_2(g)$.
b) 25% de $SO_2(g)$.
X c) 50% de $O_2(g)$.
d) 75% de $O_2(g)$.
e) 80% de $O_2(g)$.

3 Rendimento

Na prática é bastante difícil uma reação ter 100% de rendimento.

Considere, por exemplo, a reação de síntese direta da amônia:

$$1\ N_2(g) + 3\ H_2(g) \longrightarrow 2\ NH_3(g)$$

Os processos industriais destinados a produzir amônia por meio dessa reação utilizam temperaturas que variam entre 400 °C e 500 °C.

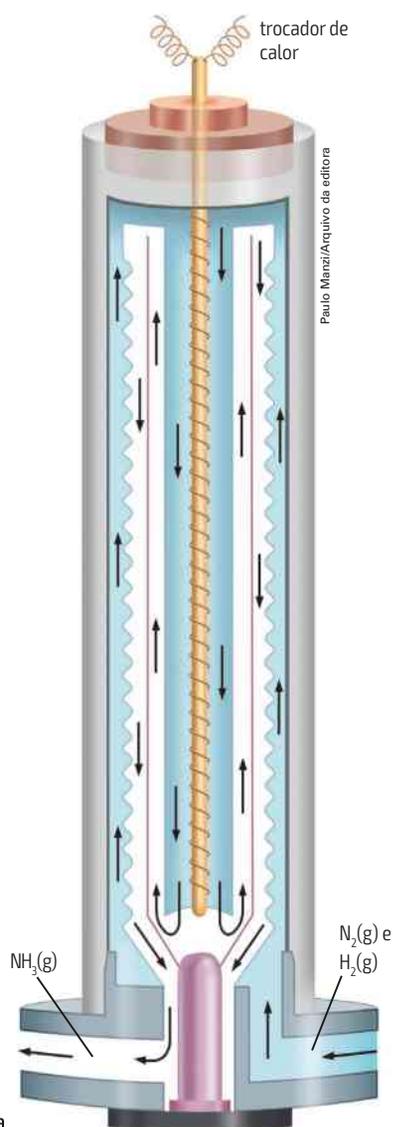
A diferença é o tipo de instalação e a pressão empregada, que varia de 200 atm, para um rendimento máximo de 20%, a 800 atm, para um rendimento máximo de 80%.

Curiosidade

Indústria da amônia

A amônia é matéria-prima básica para a fabricação de fertilizantes, ureia, ácido nítrico, explosivos, plásticos, fibras e resinas.

A amônia possui ponto de ebulição igual a −33,34 °C. Por isso o líquido deve ser estocado sob alta pressão e baixa temperatura. Entretanto seu calor de vaporização é alto o suficiente para que o líquido anidro possa ser manipulado em laboratório em recipientes comuns de vidro, na capela. O amoníaco de uso doméstico é uma solução de amônia em água. A concentração de tais soluções é medida em unidades de densidade graus Baumé, com 26° correspondendo a ≃ 30% em massa de amônia. A amônia destinada a aplicações domésticas tem concentração numa faixa de 5% a 10% em massa de $NH_3(g)$.

A amônia, $NH_3(g)$, é obtida em torres de síntese, que são colunas longas e finas com até 18 metros de altura. Para aumentar a velocidade da reação, as torres são providas de catalisadores sob a forma de barras cilíndricas. As torres possuem também um dispositivo elétrico para aquecer os gases e controlar a temperatura, além de um trocador de calor, onde os gases aquecidos transmitem calor aos gases mais frios que são continuamente injetados na torre. Assim, a mistura de $N_2(g)$ e $H_2(g)$ é enviada à torre de síntese, onde é aquecida; em seguida percorre um caminho através do catalisador, sob determinada pressão, formando o $NH_3(g)$, que é retirado do sistema ao mesmo tempo em que uma nova quantidade de mistura reagente é enviada à torre.

Torre de síntese da amônia

Rendimento da reação

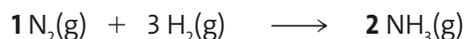
Sabemos que um processo químico é exaustivamente testado em laboratório antes de ser implantado na indústria. Um desses testes envolve o cálculo do rendimento que a reação terá nas condições em que será realizada. O primeiro passo é calcular a quantidade teórica, isto é, a que se esperava obter para um rendimento igual a 100%. Essa quantidade é diretamente proporcional à quantidade obtida na prática para um rendimento igual a η%.

Ryan McGinnis/Alamy/Other Images

Tanques de amônia

Por exemplo, como podemos proceder para calcular o rendimento da reação de 20 litros de gás nitrogênio, $N_2(g)$, com gás hidrogênio, $H_2(g)$, suficiente, feita sob pressão de 350 atm e temperatura de 773,15 K, que forneceu um volume de amônia, $NH_3(g)$, igual a 7,2 L?

Sabendo que o volume molar nessas condições é igual a 0,18 L/mol, o primeiro passo é montar a equação balanceada:

$$\mathbf{1}\,N_2(g) + 3\,H_2(g) \longrightarrow \mathbf{2}\,NH_3(g)$$

1 · 0,18 L ——— **2** · 0,18 L

20 L ——— x

$$x = \frac{20 \cdot 2 \cdot 0{,}18}{1 \cdot 0{,}18} \Rightarrow x = 40 \text{ L de } NH_3(g) \text{ (quantidade teórica)}$$

40 L de $NH_3(g)$ ——— 100% de rendimento

7,2 L de $NH_3(g)$ ——— y

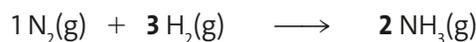
$$y = \frac{7{,}2 \cdot 100}{40} \Rightarrow y = 18\% \text{ de rendimento}$$

O rendimento da reação é 18%.

E como podemos proceder para calcular a massa de amônia, $NH_3(g)$, obtida pela reação de 360 g de gás hidrogênio, $H_2(g)$, com gás nitrogênio, $N_2(g)$, suficiente, considerando que a reação tenha um rendimento de 20%?

Massas molares em g/mol:
$H_2(g) = 2$,
$N_2(g) = 28$ e
$NH_3(g) = 17$.

O primeiro passo é montar a equação balanceada:

$$1\,N_2(g) + \mathbf{3}\,H_2(g) \longrightarrow \mathbf{2}\,NH_3(g)$$

3 · 2 g ——— **2** · 17 g

360 g ——— z

$$z = \frac{360 \cdot 2 \cdot 17}{3 \cdot 2} \Rightarrow z = 2\,040 \text{ g de } NH_3(g)$$

2 040 g de $NH_3(g)$ ——— 100% de rendimento

w ——— 20% de rendimento

$$w = \frac{20 \cdot 2\,040}{100} \Rightarrow w = 408 \text{ g de } NH_3(g)$$

Assim podemos concluir que a reação de 360 g de gás hidrogênio, com um rendimento de 20%, fornece 408 g de gás amônia.

Exercício resolvido

3 (UFC-CE) Uma das maneiras de se produzir cal viva, CaO(s), é através da pirólise do calcário, $CaCO_3(s)$.

$$CaCO_3(s) \longrightarrow CaO(s) + CO_2(g)$$

Uma amostra de 20 g de calcário produziu 10,0 g de cal viva. O rendimento da reação foi de aproximadamente:

a) 100%. b) 89%. c) 85%. d) 79%. e) 75%.

Resolução

$1\,CaCO_3(s) \longrightarrow 1\,CaO(s) + 1\,CO_2(g)$

$1 \cdot 100$ g ——— $1 \cdot 56$ g

20 g ——— x

$$x = \frac{20 \cdot 1 \cdot 56}{1 \cdot 100} \Rightarrow x = 11{,}2 \text{ g de CaO(s)}$$

11,2 g de CaO(s) ——— 100% de rendimento

10 g de CaO(s) ——— y

$$y = \frac{10 \cdot 100}{11{,}2} \Rightarrow y = 89{,}3 \simeq 89\%$$

Alternativa **b**.

Exercícios

13 (Cesgranrio-RJ) Na obtenção de ferro a partir da hematita, $Fe_2O_3(s)$, considere a equação não balanceada:

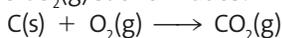
$$Fe_2O_3(s) + C(s) \longrightarrow Fe(s) + CO(g)$$

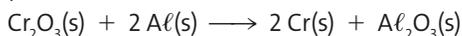
Utilizando-se 4,8 t de minério, com um rendimento de 80% na reação, a quantidade de ferro produzida será de:

x a) 2 688 kg.
b) 3 360 kg.
c) 1 344 t.
d) 2 688 t.
e) 3 360 t.

14 (PUC-RJ) Queimando-se um saco de carvão de 3 kg, numa churrasqueira, com rendimento de 90%, quantos quilogramas de $CO_2(g)$ são formados?

$$C(s) + O_2(g) \longrightarrow CO_2(g)$$

a) 2,7
b) 3,0
c) 4,4
x d) 9,9
e) 11

15 (UFJF-MG) O cromo é um metal empregado na produção do aço inox e no revestimento (cromação) de algumas peças metálicas. Esse metal é produzido por meio da reação abaixo.

$$Cr_2O_3(s) + 2\,A\ell(s) \longrightarrow 2\,Cr(s) + A\ell_2O_3(s)$$

Partindo-se de 15,2 gramas de Cr_2O_3 e admitindo-se que esse processo tem um rendimento de 75%, a massa produzida de cromo é igual a:

a) 11,8 g.
b) 10,4 g.
c) 13,8 g.
d) 15,2 g.
x e) 7,8 g.

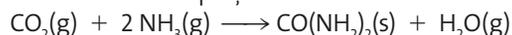
16 (UEA-AM) Um dos métodos mais conhecidos de obtenção de vanádio, metal de transição que apresenta alta resistência ao ataque de bases e de ácidos fortes, é o da aluminotermia, que se baseia no aquecimento da mistura de pentóxido de vanádio com alumínio em pó.

$$3\,V_2O_5(s) + 10\,A\ell(s) \longrightarrow 6\,V(s) + A\ell_2O_3(s)$$

Considerando que 122,16 g de vanádio foram obtidos por esse método, com um rendimento de 80% na reação, assinale a massa aproximada, em gramas, de alumínio que foi aquecida junto com quantidade suficiente de pentóxido de vanádio.

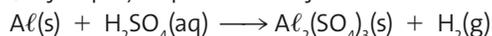
a) 86,4 b) 90,0 c) 108,0 x d) 135,0 e) 152,7

17 (Fatec-SP) A ureia, $CO(NH_2)_2$, substância utilizada como fertilizante, é obtida pela reação entre CO_2 e NH_3, conforme mostra a equação:

$$CO_2(g) + 2\,NH_3(g) \longrightarrow CO(NH_2)_2(s) + H_2O(g)$$

Se 340 toneladas de amônia produzem 540 toneladas de ureia, o rendimento desse processo é:

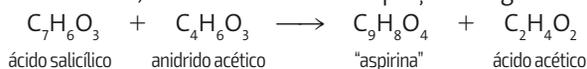
a) 80%. b) 85%. x c) 90%. d) 95%. e) 100%.

18 (Cesgranrio-RJ) O gás hidrogênio pode ser obtido em laboratório a partir da reação de alumínio com ácido sulfúrico, cuja equação química não ajustada é dada a seguir:

$$A\ell(s) + H_2SO_4(aq) \longrightarrow A\ell_2(SO_4)_3(s) + H_2(g)$$

Um analista utilizou uma quantidade suficiente de $H_2SO_4(aq)$ para reagir com 5,4 g do metal e obteve 5,71 litros do gás nas CNTP. Nesse processo, o analista obteve um rendimento aproximado de:

a) 75%. b) 80%. x c) 85%. d) 90%. e) 95%.

19 (Fatec-SP) O ácido acetilsalicílico, conhecido como "aspirina", é um dos analgésicos mais consumidos. Pode ser produzido pela interação entre ácido salicílico e anidrido acético, conforme mostra a equação a seguir:

$$\underset{\text{ácido salicílico}}{C_7H_6O_3} + \underset{\text{anidrido acético}}{C_4H_6O_3} \longrightarrow \underset{\text{"aspirina"}}{C_9H_8O_4} + \underset{\text{ácido acético}}{C_2H_4O_2}$$

A massa de "aspirina" que seria possível produzir a partir de 1,38 tonelada métrica ($1\text{ t} = 1 \cdot 10^6$ g) de ácido salicílico, supondo que a transformação ocorra com rendimento de 80%, é:

a) 1,10 t. x b) 1,44 t. c) 180 g. d) 1,38 t. e) 7,8 g.

4 Pureza de reagentes

A utilização de reagentes puros pode ser interessante quando se trabalha em pequena escala num laboratório, mas como eleva demais o custo do reagente pode inviabilizar o processo em escala industrial.

Por isso, os reagentes destinados à indústria, com poucas exceções, apresentam certo grau de impurezas que deve ser levado em conta na hora de calcular a quantidade de substâncias que efetivamente reagem e são produzidas numa reação.

Por exemplo, a decomposição térmica de 250 g de carbonato de cálcio, $CaCO_3(s)$, com grau de pureza igual a 80%, resulta em qual massa de óxido de cálcio, CaO(s)?

Dadas as massas molares (em g/mol) $CO_2 = 44$, $CaO = 56$ e $CaCO_3 = 100$:

250 g de $CaCO_3(s)$ ———— 100% de pureza

x ———— 80% de pureza

$$x = \frac{80 \cdot 250}{100} \Rightarrow x = 200 \text{ g}$$

Concluímos então que dos 250 g de reagente impuro, apenas 200 g correspondem a $CaCO_3(s)$.

Da reação balanceada, temos que:

$$\mathbf{1}\,CaCO_3(s) \longrightarrow 1\,CO_2(g) + \mathbf{1}\,CaO(s)$$

$\mathbf{1} \cdot 100$ g ———— $\mathbf{1} \cdot 56$ g

200 g ———— y

$$y = \frac{200 \cdot 1 \cdot 56}{1 \cdot 100} \Rightarrow y = 112 \text{ g de CaO(s)}$$

Considere agora outra situação: qual a massa de calcário, $CaCO_3(s)$, com grau de pureza igual a 80% (em carbonato de cálcio) que deve ser usada para obter 280 g de óxido de cálcio, CaO(s)?

Da reação balanceada, temos:

$$\mathbf{1}\,CaCO_3(s) \longrightarrow 1\,CO_2(g) + \mathbf{1}\,CaO(s)$$

$\mathbf{1} \cdot 100$ g ———— $\mathbf{1} \cdot 56$ g

z ———— 280 g

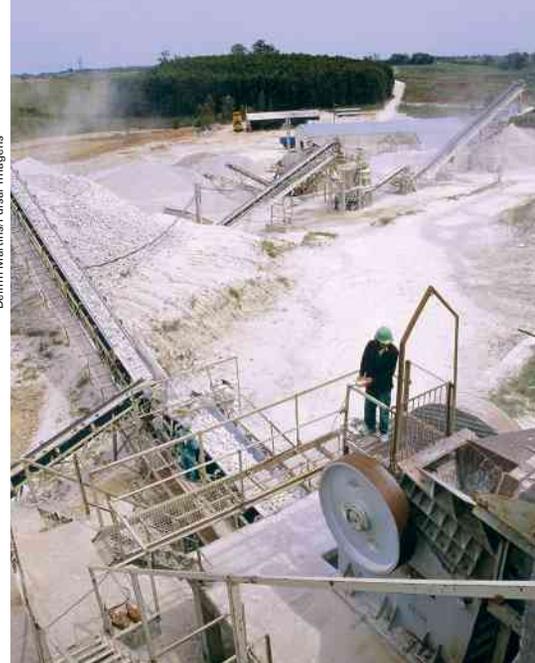
$$z = \frac{280 \cdot 1 \cdot 100}{1 \cdot 56} \Rightarrow z = 500 \text{ g de } CaCO_3(s)$$

Precisamos de 500 g de $CaCO_3(s)$ puro em uma massa de calcário cuja pureza é de 80 partes em 100.

100 g de calcário ———— 80 g de $CaCO_3(s)$

w ———— 500 g de $CaCO_3(s)$

$$w = \frac{500 \cdot 100}{80} \Rightarrow w = 625 \text{ g de } CaCO_3(s)$$

São necessários 625 g de carbonato de cálcio com 80% de pureza.

Delfim Martins/Pulsar Imagens

O calcário extraído de jazidas naturais, como a de Bagé, RS (acima), é utilizado na fabricação de cal virgem ou óxido de cálcio, CaO(s), e contém, além do carbonato de cálcio, $CaCO_3(s)$, areia, carvão e outras substâncias em menor quantidade.

Louie Psihoyos/Corbis/Latinstock

A produção de pérolas de $CaCO_3(s)$ feita por algumas espécies de ostra é um processo de defesa orgânica contra partículas estranhas instaladas no corpo do molusco. A pérola é constituída basicamente de carbonato de cálcio.

Exercício resolvido

4 A hematita, $Fe_2O_3(s)$, é empregada na obtenção de ferro metálico, Fe(s). Esse processo é feito em alto-forno, usando-se carvão, C(s), como redutor. Uma das reações ocorridas nesse processo é: $Fe_2O_3(s) + C(s) \rightarrow Fe(s) + CO(g)$.

a) Calcule a massa de Fe(s) que é possível obter a partir de 1 t de hematita, $Fe_2O_3(s)$, 70% pura.

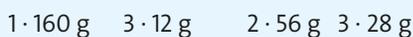
b) Calcule a massa de carvão, C(s), com 80% de pureza em massa a ser empregada para obter a massa de ferro, Fe(s), calculada no item anterior.

Resolução

$1\,Fe_2O_3(s) + 3\,C(s) \longrightarrow 2\,Fe(s) + 3\,CO(g)$

$1 \cdot 160$ g $3 \cdot 12$ g $2 \cdot 56$ g $3 \cdot 28$ g

a) $\dfrac{70 \cdot 10^6}{100} = 7 \cdot 10^5$ g de $Fe_2O(s)$

$1 \cdot 160$ g de $Fe_2O_3(s)$ ——— $2 \cdot 56$ g de Fe(s)
$7 \cdot 10^5$ g de $Fe_2O_3(s)$ ——— x

$x = \dfrac{7 \cdot 10^5 \cdot 2 \cdot 56}{1 \cdot 160} \Rightarrow x = 4{,}9 \cdot 10^5$ g de Fe(s)

ou 0,49 t de Fe(s)

b) $3 \cdot 12$ g de C(s) ——— $2 \cdot 56$ g de Fe(s)
y ——— $4{,}9 \cdot 10^5$ g de Fe(s)

$y = \dfrac{4{,}9 \cdot 10^5 \cdot 3 \cdot 12}{2 \cdot 56} \Rightarrow y = 1{,}575 \cdot 10^5$ g de C(s)

$1{,}575 \cdot 10^5$ g de C(s) ——— 80% da massa utilizada
z ——— 100% da massa utilizada

$z = \dfrac{1{,}575 \cdot 10^5 \cdot 100}{80} \Rightarrow z \simeq 1{,}97 \cdot 10^5$ g de C(s)

Exercícios

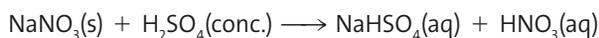
20 (UFRGS-RS) O gás hilariante, $N_2O(g)$, pode ser obtido pela decomposição térmica do nitrato de amônio, $NH_4NO_3(s)$, conforme mostra a reação a seguir:

$$NH_4NO_3(s) \longrightarrow N_2O(g) + 2\,H_2O(\ell)$$

Se de 4,0 g do $NH_4NO_3(s)$ obtivermos 2,0 g do gás hilariante, podemos prever que a pureza do sal é da ordem de:

a) 100%. X b) 90%. c) 75%. d) 50%. e) 20%.

21 (UPM-SP) Uma amostra de 340,0 g de salitre do chile, cujo teor em nitrato de sódio, $NaNO_3(s)$, é de 75%, reage com ácido sulfúrico concentrado, H_2SO_4(conc.), produzindo bissulfato de sódio, $NaHSO_4(aq)$, e ácido nítrico, $HNO_3(aq)$.

$$NaNO_3(s) + H_2SO_4(conc.) \longrightarrow NaHSO_4(aq) + HNO_3(aq)$$

A massa mínima de ácido sulfúrico necessária para reagir com todo o nitrato de sódio é igual a:

a) 392,0 g.
b) 147,0 g.
c) 522,7 g.
d) 73,5 g.
X e) 294,0 g.

22 (PUC-RJ) Ferro-gusa é o principal produto obtido no alto-forno de uma siderúrgica. As matérias-primas utilizadas são hematita (Fe_2O_3 mais impurezas), calcário ($CaCO_3$ mais impurezas), coque (C) e ar quente.
Considere as principais reações que ocorrem no alto-forno:

$CaCO_3(s) \longrightarrow CaO(s) + CO_2(g)$

$CO_2(g) + C(s) \longrightarrow 2\,CO(g)$

$Fe_2O_3(s) + 3\,CO(g) \longrightarrow 2\,Fe(s) + 3\,CO_2(g)$

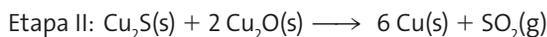
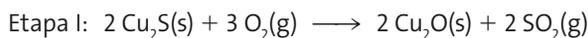
A partir de uma tonelada de hematita com 10% de impurezas em massa, calcule a quantidade máxima, em kg, que se pode obter de ferro-gusa (Fe mais 7%, em massa, de impurezas).

23 (PUC-PR) Pesquisas envolvendo o reaproveitamento do potencialmente tóxico resíduo de marmorarias (pó de mármore) levaram à criação do chamado tijolo ecológico. Ao analisar uma amostra de 10 g do pó de mármore, em que se utilizou 0,5 mol de ácido clorídrico (sob condições ambientais típicas, isto é, $T = 300$ K e $p = 1$ atm), observou-se a geração de 1,5 litro de gás carbônico.
Considerando que a constituição química básica desse material é $CaCO_3$, qual seria a pureza da amostra analisada?
Dados: $R = 0{,}082\ atm \cdot L \cdot K^{-1} \cdot mol^{-1}$; $CaCO_3$ 100 $g \cdot mol^{-1}$.

a) 10% b) 15% c) 50% X d) 60% e) 100%

24 (UFSM-RS) O primeiro metal usado pelo homem para obter ferramentas e utensílios foi o cobre. No início, foi obtido a partir do elemento no estado livre e depois preparado por aquecimento do minério. Um método de preparação do cobre metálico envolve duas etapas:

Etapa I: $2\,Cu_2S(s) + 3\,O_2(g) \longrightarrow 2\,Cu_2O(s) + 2\,SO_2(g)$

Etapa II: $Cu_2S(s) + 2\,Cu_2O(s) \longrightarrow 6\,Cu(s) + SO_2(g)$

A quantidade de cobre, em gramas, produzida a partir desse processo, quando se parte de 47,7 g do minério calcosita, Cu_2S, com pureza de 100%, é aproximadamente:

a) 6,35.
b) 12,7.
X c) 38,1.
d) 57,1.
e) 114,3.

Compreendendo o Mundo

O tema central desta Unidade foi Meteorologia e variáveis do clima. Vimos como a temperatura, a pressão atmosférica, a umidade relativa do ar atuam desde a formação de ventos, tempestades e furacões até na produção agrícola e no bem-estar do organismo humano.

O papel dos meteorologistas que fazem a previsão do tempo, ou seja, a coleta de dados de hora em hora, ou quando as modificações meteorológicas se tornam significativas, é registrar e acompanhar tais fenômenos, compondo um banco de dados para avaliação do clima, de sua evolução, de tendências, repassando essa informação para que sejam feitos planejamentos em diversas áreas, como agricultura, viagens aéreas e terrestres, alertas para hospitais, entre outros, compondo um grande volume de dados para a Climatologia.

No caso dos transportes, por exemplo, a umidade relativa do ar é um dos fatores responsáveis pela restrição de visibilidade no trânsito terrestre (formação de neblina e nevoeiro) e aéreo (formação de nuvens), interferindo até mesmo na "sustentação" de aeronaves, sendo, portanto, um dado crucial para o planejamento da segurança de voo.

E se por um lado a baixa umidade relativa do ar causa desconforto e problemas respiratórios, o ar com umidade relativa elevada carrega em si uma quantidade de poluentes maior (a água é um solvente universal), pois muitas substâncias tóxicas, em vez de se depositarem em alguma superfície, acabam se dissolvendo nesse meio.

Além disso, muitas reações químicas são favorecidas pelo meio aquoso; portanto, a alta umidade relativa do ar também aumenta a quantidade dos chamados poluentes terciários, isto é, aqueles que não foram lançados diretamente na atmosfera, mas se formaram pela reação entre os que foram.

Poluição na água, o tema de nossa próxima Unidade, é sem dúvida um dos assuntos que mais afligem os ambientalistas atualmente.

A água é uma das substâncias mais comuns, importantes e vitais do planeta. Suas propriedades peculiares permitiram que a vida existisse e permanecesse em constante evolução.

O problema é que estamos degradando cada vez mais esse meio, com todo tipo de rejeito, e tanto a água doce, tão escassa no planeta, como a água salgada, que representa 97,5% do total disponível, já estão dando sinais de que estão muito perto do limite de saturação.

Ao longo do ano de 2014 até o início de 2015, a região Sudeste do país, incluindo grandes metrópoles, como São Paulo, Campinas, Rio de Janeiro e Belo Horizonte, sofreu uma severa estiagem, que baixou drasticamente os reservatórios de água, causando imenso transtorno à população, incluindo uma epidemia de dengue sem precedentes.

A estiagem também afetou o Nordeste, atingindo 54 cidades de Pernambuco e 170 cidades da Paraíba.

Se contarmos apenas a população que vive nas metrópoles do Sudeste e em Recife (capital de Pernambuco), podemos afirmar que pelo menos 48 milhões de pessoas – praticamente um quarto da população do país – viveram nesse período as agruras da falta de água.

Segundo a ONU (Organização das Nações Unidas), o consumo de água por dia, por pessoa, deveria ser de no máximo 110 L, incluindo a água para beber, para higiene pessoal, descarga de sanitário, para lavar roupa, cozinhar, lavar a louça, limpar a casa, tudo.

Mas a realidade é bem diferente e o acesso à água é totalmente desigual, como mostra a tabela abaixo:

Consumo de água em alguns países

País	Consumo de água por dia, por habitante
Estados Unidos	575 L
Austrália	495 L
França	285 L
Brasil	185 L
China	85 L
Quênia	45 L
Haiti	15 L

Fonte: <http://guiadoestudante.abril.com.br/estudar/jogos-multimidia/consumo-agua-mundo-626601.shtml>. Acesso em: 5 out. 2015.

Segundo dados do Relatório Mundial das Nações Unidas sobre o Desenvolvimento de Recursos Hídricos de 2015 da Unesco (Organização das Nações Unidas para a Educação, a Ciência e a Cultura), nas últimas décadas, o consumo de água cresceu duas vezes mais do que a população e estima-se que a demanda cresça ainda 55% até 2050.

Mantendo os atuais padrões de consumo, em 2030 o mundo enfrentará um déficit no abastecimento de água de 40%, ou seja, se não mudarmos nossos hábitos e não pararmos de poluir nossos recursos hídricos...

UNIDADE 2

Poluição da água

Dizer que sem água não há vida e que a água potável é um bem precioso que está se esgotando rapidamente por causa do desperdício e do descaso é, como dizem, “chover no molhado”, não é?

Mas pense bem: se ouvimos isso desde sempre, por que não tomamos uma atitude? Por que não economizamos água e não evitamos poluí-la? Por que não elaboramos um código florestal que proteja os mananciais e investimos na despoluição e no tratamento de esgoto?

Talvez seja uma característica do ser humano “pagar para ver”: enquanto tivermos água disponível, vamos usar e abusar desse recurso e, quando ele se esgotar, pensaremos no que fazer. Mas essa não é uma forma inteligente de pensar; afinal, neste exato momento há diversas pessoas vivendo as agruras da escassez de água potável, e já passamos por isso no Brasil em 2014.

Porém, não precisa ser assim. Podemos mudar as previsões mais pessimistas e construir um futuro melhor, basta agir agora. O que você está esperando?

CAPÍTULO 4

Estudo das soluções

FOI NOTÍCIA!

Poluição da Baía de Guanabara assusta atletas do Rio 2016

"Os atletas que vão competir nos Jogos Olímpicos de 2016 terão que nadar e velejar em águas tão contaminadas por fezes humanas que se arriscam a contrair alguma doença e não poder concluir as provas, de acordo com uma investigação da agência de notícias Associated Press.

Uma análise da qualidade da água encomendada pela AP encontrou níveis perigosamente altos de vírus e bactérias de esgoto humano em locais de competições olímpicas e paralímpicas.

Esses resultados alarmaram especialistas internacionais e preocuparam os competidores que treinam no Rio de Janeiro, alguns dos quais já apresentaram febres, vômitos e diarreia.

A poluição extrema das águas é comum no Brasil, onde a maior parte dos esgotos não é tratada e uma grande quantidade de resíduos puros corre por valas abertas até riachos e rios que alimentam os locais das competições aquáticas dos Jogos Olímpicos.

Em consequência, os atletas olímpicos quase certamente entrarão em contato com vírus causadores de doenças, que, segundo alguns testes, estão presentes em níveis até 1,7 milhão de vezes acima do que seria considerado alarmante em praias no sul da Califórnia, nos Estados Unidos.

Apesar de décadas de promessas oficiais de limpar a sujeira das águas, o fedor de esgoto ainda recebe os viajantes que pousam no aeroporto internacional Antônio Carlos Jobim do Rio.

[...]

'O que se tem ali é basicamente esgoto puro', disse John Griffith, biólogo marinho do instituto independente Southern California Coastal Water Research Project. [...]

Autoridades brasileiras encarregadas da qualidade da água nos locais olímpicos afirmaram que não estão monitorando a presença de vírus. [...]

Mesmo assim, [...] estão seguindo as normas brasileiras de qualidade de água para uso recreativo, todas baseadas em níveis bacterianos. [...]

A AP encomendou quatro rodadas de testes em cada um desses três locais de competições olímpicas, e também na água que alcança a areia da praia de Ipanema, que é muito frequentada por turistas, mas onde não será realizado nenhum evento. [...]

Os resultados dos testes indicaram altas contagens de adenovírus humanos ativos e infecciosos em algumas amostras, que se replicam no trato intestinal ou respiratório de pessoas.

Esses são vírus conhecidos por causar doenças estomacais, respiratórias e outras, incluindo diarreia aguda e vômitos, além de doenças cerebrais e cardíacas, que são mais graves, porém mais raras. [...]

As concentrações dos vírus foram aproximadamente as mesmas que são encontradas no esgoto puro, mesmo em uma das áreas menos poluídas testadas, a praia de Copacabana, onde serão realizadas as provas de natação do triatlo e maratona aquática e onde muitos dos 350 000 turistas estrangeiros esperados podem dar seus mergulhos."

Disponível em: <www.exame.abril.com.br/brasil/noticias/poluicao-da-baia-de-guanabara-assusta-especialistas-e-atletas-para-rio-2016>. Acesso em: 6 out. 2015.

Você acabou de ler uma matéria afirmando que a poluição extrema das águas é comum no Brasil e que as concentrações de vírus em certas praias são as mesmas existentes no esgoto puro. Você sabe quais são os problemas causados pelo lançamento de esgotos, sem tratamento, diretamente nas águas?

1 Preparação de soluções

* Nesses exemplos estamos considerando o ar e a água não poluídos, porque, conforme o grau de poluição, tanto o ar como a água podem se transformar em misturas heterogêneas coloidais ou misturas heterogêneas grosseiras.

Convivemos diariamente com vários tipos de soluções, algumas de grande importância para a manutenção da vida, como o ar atmosférico* e a água potável, mineral, dos rios*, lagos* e oceanos*.

Como vimos no Volume 1 desta coleção:

> Soluções são misturas homogêneas e podem ser encontradas nos estados de agregação gasoso, líquido e sólido.

Nesta Unidade vamos estudar as propriedades das soluções líquidas.

Vamos começar pelas soluções formadas por dois componentes: em geral, o componente que se encontra em maior quantidade é denominado **solvente** e o componente que se encontra em menor quantidade é denominado **soluto**. A água será o solvente da maioria das soluções que vamos estudar nesta Unidade.

Para que se forme uma solução, o soluto deve ser totalmente dissolvido no solvente (o solvente dissolve o soluto).

Para preparar uma solução, por exemplo, de cloreto de sódio em água, em um laboratório de química, procedemos da seguinte maneira:

1. Medimos a massa do soluto, por exemplo, o cloreto de sódio, já descontando a massa do béquer.
2. Acrescentamos um pouco de água destilada para dissolver o sal (solução intermediária).
3. Transferimos a solução intermediária para um balão volumétrico de 1 litro.
4. Acrescentamos água destilada ao balão volumétrico até a marca que indica o volume de 1 litro.
5. Temos então exatamente 1 L de solução com 200 g de $NaC\ell(s)$ dissolvido em água.

Ilustrações: Paulo Manzi/Arquivo da editora

Por isso, quando trabalhamos com soluções em Química, adotamos a seguinte convenção:

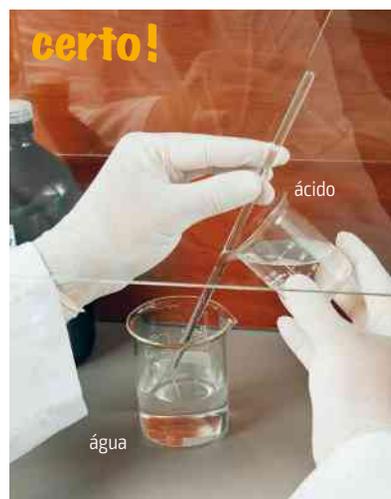
- a grandeza que estiver relacionada ao **soluto** terá índice **1**;
- a grandeza que estiver relacionada ao **solvente** terá índice **2**;
- a grandeza que estiver relacionada à **solução não terá índice**.

Assim, por exemplo, temos: m_1 = massa do soluto; n_1 = quantidade de matéria do soluto; m_2 = massa do solvente; V = volume da solução.

A obtenção de uma solução depende do coeficiente de solubilidade do soluto, que varia com a temperatura:

> O coeficiente de solubilidade (*CS*) é a medida da capacidade que um soluto possui de se dissolver em uma quantidade-padrão de solvente, em determinadas condições de temperatura e pressão.

Como geralmente trabalhamos com soluções líquidas sob pressão ambiente, o único fator que determina a quantidade de soluto capaz de se dissolver em certa quantidade de solvente é, de fato, a temperatura.

O experimento a seguir é relacionado ao coeficiente de solubilidade.

Uma exceção importante em relação ao procedimento descrito na página anterior é a preparação de soluções de ácidos e bases a partir das substâncias puras (ou concentradas). Jamais devemos adicionar água a um ácido concentrado; portanto, o preparo de soluções diluídas de ácidos obedece a critérios específicos.

Experimento

Interações solvente-soluto

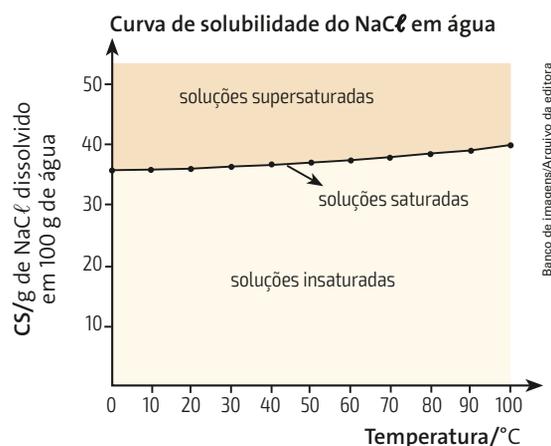
Considere, por exemplo, uma solução aquosa de cloreto de sódio. A tabela a seguir mostra a quantidade máxima de cloreto de sódio (em massa) que é possível dissolver em 100 g de água em função da temperatura, ou seja, o coeficiente de solubilidade do cloreto de sódio em água.

Coeficiente de solubilidade do NaCℓ em água

T/°C	g de NaCℓ/100 g de H_2O
0	35,7
10	35,8
20	36,0
30	36,3
40	36,6
50	37,0
60	37,3
70	37,8
80	38,4
90	39,0
100	39,8

Fonte: PERRY, Robert H.; GREEN, Don W. *Perry's Chemical Engineer's Handbook*. 6. ed. Kansas: McGraw-Hill, 1984. (Chemical Engineering Series).

Note que para expressar o coeficiente de solubilidade normalmente se utiliza uma relação de massas, uma vez que o volume varia com a temperatura, e a massa não.

Com os dados da tabela, podemos gerar um gráfico da curva de solubilidade do NaCℓ em água:

A curva de solubilidade fornece as seguintes informações:

Soluções saturadas

Todos os pontos do gráfico que compõem a curva de solubilidade indicam soluções saturadas, ou seja, soluções que contêm a quantidade máxima de soluto que é possível dissolver em 100 g de solvente naquela temperatura, sem corpo de fundo (precipitado), ou seja, sem presença de resíduos de soluto não dissolvido no recipiente.

A melhor forma de se preparar uma solução saturada é acrescentar soluto ao solvente até que se forme um pequeno precipitado que não se dissolve por mais que se agite a solução. Assim, temos a certeza de que a solução sobrenadante (que fica por cima do precipitado) está saturada na temperatura do experimento.

Soluções supersaturadas

Todos os pontos do gráfico que estão acima da curva de solubilidade indicam soluções supersaturadas. Essas soluções possuem uma quantidade maior de soluto dissolvido em 100 g de solvente do que seria possível naquela temperatura. É muito difícil obter soluções supersaturadas e, quando se consegue, elas são extremamente instáveis, qualquer mínima perturbação no sistema as transforma em soluções saturadas com corpo de fundo.

Soluções insaturadas

Todos os pontos do gráfico que estão abaixo da curva de solubilidade indicam soluções insaturadas. Essas soluções contêm uma quantidade menor de soluto do que seria possível dissolver em 100 g de solvente naquela temperatura.

Às vezes, o aumento de temperatura favorece a dissolução da substância no solvente, como ocorre com o $NaC\ell$ na água. Mas existem substâncias cujo coeficiente de solubilidade diminui com o aumento da temperatura.

Interação soluto-solvente

Conhecemos a regra que diz "semelhante dissolve semelhante". Assim, substâncias polares, como a água, são capazes de dissolver substâncias iônicas, como o $NaC\ell$. Já o óleo, por exemplo, que é apolar, não dissolve o $NaC\ell$, pois as moléculas de óleo não estabelecem interações com os íons Na^{1+} e $C\ell^{1-}$.

E se tivermos uma solução saturada formada por dois componentes, um soluto e um solvente, e acrescentarmos um terceiro composto na solução que também seja capaz de estabelecer interações com o solvente, o que pode acontecer?

Material necessário

- água
- sal de cozinha
- 50 mL de álcool etílico 92,8 °GL
- 3 copos pequenos de vidro transparente (com capacidade de 100 mL cada)
- 1 colher de sobremesa de plástico

Como fazer

Prepare cerca de 50 mL (metade do copo) de solução saturada de cloreto de sódio em água.

Deixe o sistema em repouso por alguns instantes, para que todo o $NaC\ell$ em excesso se deposite no fundo do copo. Depois, transfira a solução para outro copo com todo cuidado, sem deixar que os cristais de $NaC\ell$ passem de um copo para o outro. Coloque álcool etílico em outro copo e o acrescente, aos poucos, na solução saturada de água e sal. Após cada adição agite a solução com a colher de plástico. O que você observa? Deixe o sistema em repouso por um tempo e volte a observá-lo. O que aconteceu?

Dica de segurança
O álcool etílico é inflamável. Certifique-se de que não há nenhuma chama por perto ao manipular essa substância.

Descarte de rejeitos: O sistema final constituído de sal de cozinha, água e álcool etílico pode ser descartado na pia.

Investigue

1. O que ocorre quando adicionamos um pouco de álcool etílico na solução saturada de água e sal? A que conclusão podemos chegar após essa observação?
2. O que ocorre quando adicionamos todo o álcool etílico na solução saturada de água e sal e deixamos o sistema em repouso?
3. É possível dizer, com base nesse experimento, se as interações entre a água e o cloreto de sódio são mais fortes ou mais fracas do que as interações entre a água e o álcool etílico? Justifique.

2 Relações entre soluto e solução

Podemos expressar a concentração de uma solução relacionando a quantidade de soluto existente em uma quantidade-padrão de solução ou, o que é bem menos comum, em uma quantidade-padrão de solvente.

Também é possível expressar a concentração de uma solução em termos da relação soluto/solvente, porém não trabalharemos com essa relação neste livro.

O que distingue cada expressão de concentração são as diferentes grandezas relacionadas, por exemplo, à massa do soluto em relação ao volume da solução ou à quantidade de matéria do soluto em relação ao volume da solução, e assim por diante.

As expressões de concentração que não dependem da massa molar do soluto são ditas físicas e as que dependem são ditas químicas.

As principais expressões físicas de concentração de soluções são a concentração em massa (*C*), a densidade (*d*), o título (τ) e a concentração em partes por milhão (ppm).

Vamos conhecê-las e aprender a trabalhar com elas?

Kritchanut/Shutterstock/Glow Images

É comum as embalagens (de suplementos, cosméticos, alimentos) informarem a concentração dos princípios ativos ou ingredientes de seus produtos.

Concentração em massa

A concentração em massa, ou concentração comum, é uma das expressões mais utilizadas em laboratório.

> A concentração em massa (*C*) indica a quantidade em massa de soluto (m_1) que se encontra dissolvida em um volume-padrão de solução (*V*) e normalmente é expressa em g/L.

Quando dizemos que uma solução possui concentração igual a 150 g/L, isso significa que em cada litro de **solução** há 150 g de soluto dissolvido.

Note que a concentração em massa não depende da quantidade de solução, ou seja, a concentração de íons cloreto, $C\ell^{1-}$(aq), em um copo com água da torneira de casa é a mesma encontrada na caixa-d'água.

E como podemos trabalhar com essa expressão de concentração?

Imagine uma solução aquosa de ácido sulfúrico preparada segundo as normas de segurança, ou seja, em uma capela com exaustor. O químico mistura 33 g de H_2SO_4 em 200 mL de água, com extremo cuidado, lentamente e sob agitação constante. Ao final, obtém um volume de solução igual a 220 mL. Como devemos proceder para calcular a concentração em g/L dessa solução?

Observe:

1 000 mL ⇔ 1 L, logo 220 mL ⇔ 0,22 L (volume de solução)

33 g de H_2SO_4 ———— 0,22 L de solução

x ———— 1 L de solução

$$x = \frac{1\,L \cdot 33\,g}{0{,}22\,L} \Rightarrow x = 150\,g$$

A concentração em massa da solução de H_2SO_4 preparada pelo químico é igual a 150 g/L.

> Em geral, a concentração da solução é expressa em gramas de soluto por litro de solução (g/L), mas também pode ser expressa em outras unidades: g/mL, g/cm^3, mg/L, kg/L.

> A tabela abaixo mostra a composição química de uma marca de água mineral natural alcalina, bicarbonatada e fluoretada.
> A concentração das substâncias é expressa em mg/L.

Composição química de água mineral	
Substância	**mg/L**
$BaSO_4$	0,16
$SrSO_4$	1,35
$CaSO_4$	83,93
$Ca(HCO_3)_2$	9,89
$Mg(HCO_3)_2$	70,13
$KHCO_3$	12,28
$NaHCO_3$	696,35
$NaNO_3$	0,80
$NaC\ell$	16,90
NaF	1,98

Fonte: rótulo de água mineral comercial.

Saúde e sociedade

Concentração de álcool etílico no sangue (CAS)

A ingestão de álcool etílico, mesmo em pequena quantidade, diminui a coordenação motora e os reflexos, comprometendo a capacidade de dirigir veículos ou de operar máquinas. Apesar de o antigo Código Nacional de Trânsito prever a penalização de todo motorista que apresentasse mais de 0,6 grama de álcool etílico por litro de sangue, isso não foi o suficiente para conter o crescente número de acidentes de trânsito. Atualmente a tolerância é zero, ou seja, o motorista que for pego dirigindo com qualquer quantidade de álcool no sangue (identificada pelo teste do bafômetro) pode ser multado e sofrer as penalidades previstas em lei.

O alcoolismo é uma doença grave que não afeta apenas o doente, já que o comportamento do alcoólico atinge todos os que convivem com ele. O doente desenvolve mecanismos de defesa para encobrir, de si mesmo e dos outros, sua doença. Esses mecanismos são, na maioria das vezes, mentiras que ele diz para não ter de lidar com seus problemas e também para evitar o preconceito existente contra os alcoólicos.

As pessoas que não estão familiarizadas com esses mecanismos de defesa acabam não os identificando e acreditando no que o alcoólico está dizendo, o que contribui para piorar a situação. É preciso compreender que o alcoólico é uma pessoa doente e que precisa de ajuda.

Eduardo Anizelli/Folhapress

Muitos acidentes de trânsito são causados quando o condutor insiste em dirigir alcoolizado.

Veja os efeitos do aumento da concentração de álcool no sangue (CAS) no corpo humano.

CAS (g/100mL)	Efeitos sobre o corpo
0,01-0,05	Aumento do ritmo cardíaco e respiratório.
	Diminuição das funções de vários centros nervosos.
	Comportamento incoerente ao executar tarefas.
	Diminuição da capacidade de discernimento e perda da inibição.
	Leve sensação de euforia, relaxamento e prazer.
0,06-0,10	Entorpecimento fisiológico de quase todos os sistemas.
	Diminuição da atenção e da vigilância, reflexos mais lentos, dificuldade de coordenação e redução da força muscular.
	Redução da capacidade de tomar decisões racionais ou de discernimento.
	Sensação crescente de ansiedade e depressão.
	Diminuição da paciência.
0,10-0,15	Reflexos consideravelmente mais lentos.
	Problemas de equilíbrio e de movimento.
	Alteração de algumas funções visuais.
	Fala arrastada.
	Vômito, sobretudo se essa alcoolemia* for atingida rapidamente.
0,16-0,29	Transtornos graves dos sentidos, com consciência reduzida dos estímulos externos.
	Alterações graves da coordenação motora, com tendência a cambalear e a cair frequentemente.
0,30-0,39	Letargia profunda.
	Perda da consciência.
	Estado de sedação comparável ao de uma anestesia cirúrgica.
	Morte (em muitos casos).
A partir de 0,40	Inconsciência.
	Parada respiratória.
	Morte, em geral provocada por insuficiência respiratória.

Fonte da tabela: Cisa – Centro de Informações sobre Saúde e Álcool. Disponível em: <http://cisa.org.br/artigo/233/efeitos.alcool.php>. Acesso em: 27 nov. 2015.

* Alcoolemia: concentração passageira de álcool etílico no sangue, resultante da ingestão de bebidas alcoólicas.

Densidade

A densidade expressa a relação massa/volume de um sistema:

> A densidade (d) de uma solução é a relação entre a massa (m) e o volume (V) dessa solução.

Simplificadamente, podemos escrever:

$$d = \frac{m}{V}, \text{ g/mL}$$

A densidade da solução pode ser expressa em g/mL, g/L, g/cm^3, mg/L, kg/L, etc. Quando dizemos que uma solução apresenta, por exemplo, densidade igual a 0,8 g/mL, isso significa que cada 1 mL da solução tem massa igual a 0,8 g.

Assim, a densidade é utilizada tanto na identificação de substâncias como para expressar a concentração de soluções.

E como isso é feito? A densidade da solução varia conforme a quantidade de soluto existente numa quantidade-padrão de solução – cada diferente proporção de soluto e de solvente utilizado dá origem a uma solução de densidade diferente. É por isso que a densidade também é considerada uma expressão de concentração.

A composição dos combustíveis automotivos mais utilizados no Brasil (gasolina adicionada de álcool etílico anidro e álcool etílico hidratado) pode ser avaliada rapidamente por meio da determinação da densidade.

Outro exemplo é a concentração da solução aquosa de ácido sulfúrico contida entre os eletrodos de uma bateria normal de chumbo metálico e óxido de chumbo, cuja "carga" também pode ser avaliada por intermédio da medida da densidade da solução.

E como podemos trabalhar com a densidade?

Imagine que seja necessário saber a massa, em g, de 100 mL de uma solução que apresenta densidade 1,15 g/mL.

Observe:

1,15 g de solução ———— 1 mL

x ———— 100 mL

$$x = \frac{100\,\text{mL} \cdot 1{,}15\,\text{g}}{1\,\text{mL}} \Rightarrow x = 115\,\text{g}$$

Sérgio Dotta/Arquivo da editora

A densidade é uma propriedade física facilmente medida em laboratório com a ajuda de aparelhos denominados densímetros.

Título em massa

O título em massa é uma relação entre a massa do soluto (m_1) e a massa da solução ($m = m_1 + m_2$) e, por isso, pode ser utilizado para exprimir a concentração de soluções em qualquer estado de agregação (sólido, líquido ou gasoso).

> O título em massa (τ) indica o número de unidades de massa de soluto existente em 100 unidades de massa da solução.

Como a relação entre massas é feita sempre numa mesma unidade, o título será sempre um número puro (adimensional) e menor que a unidade, pois a massa do soluto é sempre menor que a massa da solução.

Quando dizemos, por exemplo, que determinada solução possui título igual a 0,25, isso significa que para cada unidade de massa da solução há 0,25 unidade de massa de soluto e 0,75 unidade de massa de solvente. De onde concluímos que o título também pode ser expresso em porcentagem e, nesse caso, é chamado de **porcentagem em massa do soluto**.

Uma solução com título igual a 0,25 apresenta uma porcentagem em massa de soluto igual a 25% e de solvente igual a 75%.

Por exemplo, qual a massa de água e sal, em g, necessária para preparar 25,0 g de uma solução aquosa contendo 8,0% em massa de cloreto de sódio?

Uma solução com 8,0% em massa de soluto (cloreto de sódio) apresenta título igual a 0,08 (8 ÷ 100).

Em 100 unidades de massa dessa solução, temos 8 unidades de massa de soluto e 92 unidades de massa de solvente.

100 g de solução ———————— 8 g de cloreto de sódio

25 g de solução ———————— x

$$x = \frac{25\text{ g} \cdot 8\text{ g}}{100\text{ g}} \Rightarrow x = 2{,}0\text{ g de NaC}\ell$$

massa da solução = massa do soluto + massa do solvente

25 = 2 + massa da água

massa da água = 25 – 2 ⇒ massa da água = 23 g

Serão necessários 23 g de água e 2,0 g de cloreto de sódio.

Relação entre C, d e τ

Se observarmos as expressões da concentração em massa (C), da densidade (d) e do título em massa (τ), vamos verificar que é possível relacionar todas elas numa única expressão. Acompanhe:

$$\tau = \frac{m_1}{m} \Rightarrow m_1 = \tau \cdot m \quad \text{e}$$

$$d = \frac{m}{V} \Rightarrow V = \frac{m}{d}$$

Substituindo na expressão da concentração em massa, teremos:

$$C = \frac{m_1}{V} \Rightarrow C = \frac{\tau \cdot m}{\frac{m}{d}} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow C = \frac{\tau \cdot m \cdot d}{m} \Rightarrow C = \tau \cdot d$$

Como 1 L = 1000 mL, também podemos escrever:

C (g/L) = 1000 · d (g/mL) · τ

Densidade de uma mistura

Sabemos que apenas as substâncias possuem densidade constante. A densidade das misturas varia conforme a porcentagem de cada componente.

Se soubermos o título em massa de uma solução (e, portanto, sua porcentagem em massa) e também a densidade de cada um de seus componentes isoladamente, poderemos calcular a densidade da solução pela média ponderada das densidades dos seus componentes multiplicada pela respectiva porcentagem em massa na solução.

$$d_{\text{solução}} = d_{\text{soluto}} \cdot \%\text{massa}_{\text{soluto}} + d_{\text{solvente}} \cdot \%\text{massa}_{\text{solvente}}$$

Acompanhe o exemplo a seguir:

Considere uma aliança feita de ouro e prata cujo valor da densidade seja igual a 17,1 g/cm³. Qual a porcentagem de ouro e de prata na liga utilizada na confecção dessa aliança?

Dados: $d_{Au} = 19{,}3$ g/cm³ e $d_{Ag} = 10{,}5$ g/cm³.

Resolução:

Temos um sistema de 2 equações e 2 incógnitas:

I. $d_{\text{solução}} = d_{Au} \cdot \%\text{massa}_{Au} + d_{Ag} \cdot \%\text{massa}_{Ag}$

II. $\%\text{massa}_{Au} + \%\text{massa}_{Ag} = 1$

Substituindo pelos valores fornecidos no enunciado:

I. $17{,}1 = 19{,}3 \cdot \%\text{massa}_{Au} + 10{,}5 \cdot \%\text{massa}_{Ag}$

II. $\%\text{massa}_{Au} = 1 - \%\text{massa}_{Ag}$

Substituindo a $\%\text{massa}_{Au}$ por $1 - \%\text{massa}_{Ag}$ na equação I, temos:

$17{,}1 = 19{,}3 \cdot (1 - \%\text{massa}_{Ag}) + 10{,}5 \cdot \%\text{massa}_{Ag}$

$17{,}1 = 19{,}3 - 19{,}3 \cdot \%\text{massa}_{Ag} + 10{,}5 \cdot \%\text{massa}_{Ag}$

$19{,}3 \cdot \%\text{massa}_{Ag} - 10{,}5 \cdot \%\text{massa}_{Ag} = 19{,}3 - 17{,}1$

$8{,}8 \cdot \%\text{massa}_{Ag} = 2{,}2$

$$\%\text{massa}_{Ag} = \frac{2{,}2}{8{,}8} \Rightarrow \%\text{massa}_{Ag} = 0{,}25$$

Da equação II, temos:

$\%\text{massa}_{Au} + \%\text{massa}_{Ag} = 1 \Rightarrow \%\text{massa}_{Au} = 1 - \%\text{massa}_{Ag}$

$\%\text{massa}_{Au} = 1 - 0{,}25 \Rightarrow \%\text{massa}_{Au} = 0{,}75$

A aliança é constituída de 75% de ouro e 25% de prata.

"A Agência Nacional de Petróleo, Gás Natural e Biocombustíveis (ANP) regulamenta o teor alcoólico do álcool combustível na faixa de 92,6° a 93,8° INPM. O grau INPM, definido pelo Instituto Nacional de Pesos e Medidas, é expresso por uma relação em massa, ou seja, 1 kg de álcool combustível tem em média 930 g de álcool e 70 g de água (título em massa). Teores de água acima dos valores permitidos pela ANP são característicos de combustíveis adulterados, que podem trazer prejuízos ao motor do veículo. Como as densidades da água (1 000 kg/m³) e do álcool (789,4 kg/m³) são diferentes, a solução resultante terá densidade proporcional às quantidades dos dois líquidos, facilmente medida com um densímetro."

Disponível em: <http://web.ccead.puc-rio.br/condigital/mvsl/Sala%20de%20Leitura/conteudos/SL_densidade.pdf>. Acesso em: 21 set. 2015.

Lembre-se de que:

$$100\% = \frac{m}{V} = 1$$

Julia Ivantsova/Shutterstock

O ouro de 18 quilates utilizado na confecção de alianças também pode ser uma liga de 75% de ouro, 12,5% de prata e 12,5% de cobre.

Exercício resolvido

1 O ácido sulfúrico concentrado, H_2SO_4(conc.), apresenta título igual a 0,95 e sua densidade é igual a 1,84 g/mL. Calcule o volume em mL de ácido sulfúrico concentrado necessário para preparar 500 mL de solução de concentração 29,4 g/L.

Resolução

$C = 1000 \cdot d \cdot \tau \Rightarrow C = 1000 \cdot 1{,}84 \cdot 0{,}95 \Rightarrow C = 1748$ g/L

1748 g de H_2SO_4 ———— 1000 mL

29,4 g de H_2SO_4 ———— y

$$y = \frac{29{,}4 \cdot 1000}{1748} \Rightarrow y = 16{,}82\,\text{mL}$$

São necessários 16,82 mL de solução concentrada para preparar 1 L de solução com concentração 29,4 g/L. Para preparar 0,5 L (500 mL) de solução utiliza-se metade do volume da solução concentrada, ou seja, 8,41 mL.

Exercícios

1 (UFRGS-RS) A solubilidade da soda cáustica, NaOH, em água, em função da temperatura, é dada na tabela a seguir.

Temperatura (°C)	20	30	40	50
Solubilidade/(g/100 g de água)	109	119	129	145

Considerando a solução de NaOH em 100 g de água, é correto afirmar que:

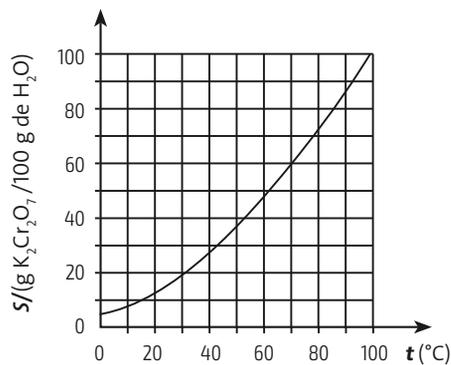
a) a 20 °C, uma solução com 120 g de NaOH é concentrada.
b) a 20 °C, uma solução com 80 g de NaOH é diluída.
c) a 30 °C, uma solução com 11,9 g de NaOH é concentrada.
d) a 30 °C, uma solução com 119 g de NaOH é supersaturada.
x e) a 40 °C, uma solução com 129 g de NaOH é saturada.

2 Em relação a uma solução aquosa de hidróxido de sódio, NaOH(aq), calcule:

a) a concentração em g/L de uma solução que contém 2,0 g de NaOH dissolvidos em 250 mL de solução.
b) a massa de NaOH necessária para preparar 300 mL de solução de concentração 2,0 g/L.
c) o volume de solução aquosa de hidróxido de sódio, NaOH, de concentração 160 g/L, que contém exatamente 1 mol (NaOH = 40 g/mol) dessa substância.

3 (Ueba) O soro caseiro consiste em uma solução aquosa de cloreto de sódio (3,5 g/L) e de sacarose (11 g/L). As massas de cloreto de sódio e de sacarose necessárias para se preparar 500 mL de soro caseiro são, respectivamente:

a) 17,5 g e 55 g.
b) 175 g e 550 g.
x c) 1750 mg e 5500 mg.
d) 17,5 mg e 55 mg.
e) 175 mg e 550 mg.

4 (Fuvest-SP) O gráfico abaixo mostra a solubilidade (S) de $K_2Cr_2O_7$ sólido em água, em função da temperatura (t). Uma mistura de 30 g de $K_2Cr_2O_7$ e 50 g de água, a uma temperatura inicial de 90 °C, foi deixada esfriar lentamente e com agitação. A que temperatura aproximada em °C deve começar a cristalizar o $K_2Cr_2O_7$?

a) 25 °C b) 45 °C c) 60 °C x d) 70 °C e) 80 °C

5 (UFRN) A massa, em g, de 100 mL de uma solução de hidróxido de sódio com densidade 1,19 g/mL é:

a) 1,19. b) 11,9. c) 84. d) 100. x e) 119.

6 (Unitins-TO) Quando se espreme um limão em água, as sementes ficam na solução obtida. Adicionando açúcar, todavia, as sementes passam a flutuar na superfície. Isso ocorre porque:

x a) o açúcar aumenta a densidade da solução.
b) o açúcar reduz a densidade da solução.
c) a densidade das sementes aumenta.
d) a solução não se altera.
e) a densidade das sementes diminui.

7 O volume, em mL, de 118,5 g de uma solução de álcool etílico com densidade 0,79 g/mL é:
a) 1,50. b) 15,0. c) 85. X d) 150. e) 120.

8 (UnB-DF) Em um rótulo de leite em pó integral, lê-se:

Modo de preparar:	
Coloque o leite integral instantâneo sobre água quente ou fria, previamente fervida. Mexa ligeiramente e complete com água até a medida desejada. Para 1 copo (200 mL) – 2 colheres de sopa bem cheias (30 g)	
Composição média do produto em pó:	
Gordura 20%	Sais minerais 6%
Proteínas 30%	Água 3%
Lactose 35%	Lecitina 0,2% no pó

A porcentagem em massa indica-nos a quantidade de gramas de cada componente em 100 g de leite em pó. Calcule a concentração em massa (em g/L) de proteínas em um copo de 200 mL de leite preparado.

9 (UFRN-RN) Uma das potencialidades econômicas do Rio Grande do Norte é a produção de sal marinho. O cloreto de sódio é obtido a partir da água do mar nas salinas construídas nas proximidades do litoral. De modo geral, a água do mar percorre diversos tanques de cristalização até uma concentração determinada. Suponha que, numa das etapas do processo, um técnico retirou 3 amostras de 500 mL de um tanque de cristalização, realizou a evaporação com cada amostra e anotou a massa de sal resultante na tabela a seguir:

Amostra	**Volume da amostra** (mL)	**Massa de sal** (g)
1	500	22
2	500	20
3	500	24

A concentração média das amostras será de:
a) 48 g/L. X b) 44 g/L. c) 42 g/L. d) 40 g/L.

10 O mar Morto pode ser considerado uma solução de água e NaCℓ com $\tau = 0,3$ ($\tau\% = 30\%$). Qual a sua densidade? Dados: $d_{água} = 1,00$ g/cm³ e $d_{NaC\ell} = 2,165$ g/cm³.

11 O etanol tem densidade maior do que a gasolina. À medida que etanol é adicionado à gasolina, a cor do combustível vai clareando e a densidade da solução vai aumentando. A lei estabelece que o limite máximo de etanol anidro adicionado à gasolina é de 24%.
Uma gasolina que, segundo o posto, recebeu a adição de 24% de etanol apresentou densidade ≃ 0,746 g/mL. Com essas informações, é possível dizer se essa gasolina está dentro dos parâmetros da lei ou se foi adulterada?
Dados: $d_{gasolina} = 0,72$ g/mL e $d_{etanol} = 0,79$ g/mL.

12 (UFPI) Arqueologistas usam diferenças de densidade para separar as misturas que obtêm por escavação. Indique a opção correta para uma amostra que contém a composição indicada na tabela abaixo:

Composição	**Densidade** ($g \cdot cm^{-3}$)
Carvão	0,3-0,6
Ossos	1,7-2,0
Areia	2,2-2,4
Solo	2,6-2,8
Pedras	2,6-5,0

X a) Se a mistura acima for adicionada a uma solução que tem densidade de 2,1 g/cm³, o material correspondente a ossos e carvão deverá flutuar.
b) É possível separar ossos dos demais componentes usando um líquido que tenha densidade no intervalo de 0,6 g/cm³ a 1,7 g/cm³.
c) A utilização da água não é recomendada, pois neste solvente todos os componentes da mistura afundarão.
d) Em soluções de densidade 2,5 g/cm³, a fração da mistura correspondente a pedra e solo flutuará, e os demais afundarão.
e) Líquido de densidade 2,2 g/cm³ separará os componentes pedra e solo dos demais.

13 (UPM-SP) Uma solução aquosa foi preparada dissolvendo-se certa massa de hidróxido de sódio, NaOH, em 600 mL de água, originando um volume de 620 mL. Qual será a massa do soluto presente nessa solução? (Dados: densidade da solução = 1,19 g/mL; densidade da água = 1,0 g/mL)
a) 222,4 g X b) 137,8 g c) 184,5 g d) 172,9 g e) 143,1 g

14 Um técnico de laboratório preparou uma solução dissolvendo 276 g de glicerina, $C_3H_8O_3(\ell)$, em 1 200 g de água e, ao medir o valor da densidade dessa solução, encontrou um valor igual a 1,044 g/cm³.
Com base nas informações do texto, calcule:
a) A concentração em massa (g/L) da solução.
b) A quantidade de solução que fornece 368 g de glicerina.

15 Calcule o título e a porcentagem em massa de uma solução feita da dissolução de 184 g de glicerina, $C_3H_8O_3$, em 800 g de água.

16 Responda aos itens a seguir sobre uma solução aquosa de bromato de potássio, $KBrO_3$(aq).
a) Calcule o título em massa e a porcentagem em massa de soluto em uma solução feita pela adição de 245 g de água e 105 g de bromato de potássio.
b) Calcule a massa de água existente em 600 g de uma solução aquosa de $KBrO_3$ com $\tau = 0,25$.
c) Calcule a massa de bromato de potássio, $KBrO_3$, que deve ser dissolvida em 400 g de água para obter uma solução a 20% em massa.

RETOMANDO A NOTÍCIA

A reportagem da página 63 afirma que a poluição extrema das águas é comum no Brasil e as concentrações de vírus em certas praias são as mesmas existentes no esgoto puro. Você sabe quais são os problemas causados pelo lançamento de esgotos, sem tratamento, diretamente nas águas?

O esgoto que corre a céu aberto é considerado um dos maiores problemas ambientais e de saúde pública do país. Os danos ambientais decorrentes do lançamento *in natura* de esgotos em corpos hídricos são enormes. É preciso perceber que tudo que é jogado nos ralos das pias, vasos sanitários, bueiros e mesmo nos quintais das casas acaba poluindo os recursos hídricos, encarecendo o tratamento de água e comprometendo a qualidade da água de abastecimento.

O lançamento de esgoto doméstico sem tratamento prévio em cursos de água fornece uma grande quantidade de matéria orgânica rica em nutrientes, como nitrogênio e fósforo, que passam a nutrir a população microscópica de algas que constituem o chamado **fitoplancto**. Bem nutrida, essa população de algas se reproduz numa velocidade acima do normal.

Quando as algas morrem, produzem grandes quantidades de detritos, que são decompostos por microrganismos aeróbios, ou seja, que utilizam as reservas de oxigênio da água para realizar suas atividades, diminuindo a quantidade de oxigênio dissolvido na água, o que pode causar a morte de plantas aquáticas e peixes, num processo que vai se agravando progressivamente até que todo o ecossistema fique comprometido. Esse fenômeno é conhecido por **eutrofização**.

O esgoto também carrega para a água diversos organismos nocivos, como bactérias, vírus e larvas de parasitas. E como, em geral, os rios deságuam no mar, o esgoto industrial e o esgoto doméstico são uma das grandes ameaças para a vida marinha e para quem vive no litoral.

A grande quantidade de matéria orgânica despejada nos oceanos pode gerar um crescimento exagerado na população de certos microrganismos da classe dos fitoplanctos, como os dinoflagelados (vegetais unicelulares marinhos), conhecido como *bloom*, causando a chamada maré vermelha. Tais marés são provocadas por uma invasão maciça de dinoflagelados rubros de diversas espécies, que tornam a água avermelhada ou marrom.

Muitos dinoflagelados são bioluminescentes (capazes de converter energia química em energia luminosa), produzindo o que os primitivos navegadores chamavam de “queima do mar à noite”.

Os dinoflagelados não são alimentos somente de peixes, mas também de moluscos, que acumulam suas toxinas e, dependendo da espécie do dinoflagelado, podem se tornar perigosos quando ingeridos pelo ser humano. Os venenos produzidos por alguns dinoflagelados, tais como *Gonyaulax catanella*, constituem toxinas tão poderosas que foram estudados como armas químicas.

No Brasil, entre os meses de março e abril de 2007, uma maré vermelha provocou a morte de cerca de 50 toneladas de peixes e mariscos, que foram despejados pelo mar em várias praias do litoral baiano, causando um prejuízo imensurável, já que muitos de seus habitantes vivem basicamente da venda de peixes e do turismo.

Uma das principais causas dessa maré vermelha, que desencadeou um processo de pobreza nos municípios afetados, foi justamente a poluição crônica provocada pelo sistema de esgotos jogados na baía de Guanabara.

Fabio Colombini/Acervo do fotógrafo

Lagoa eutrofizada.
Rio Grande do Norte, 2014.

Título em volume

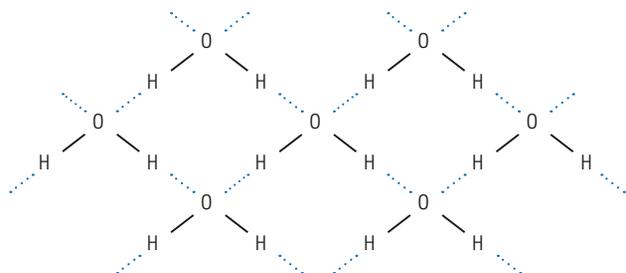
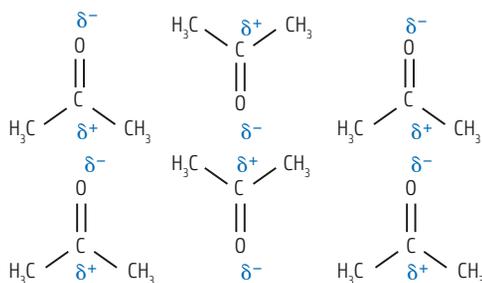
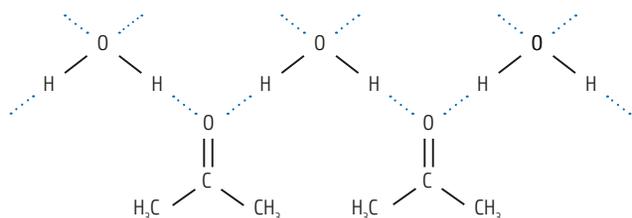
O título em volume só é utilizado para exprimir a concentração de soluções em que todos os componentes são gasosos ou são líquidos.

O título em volume (τ_V) indica o número de unidades de volume de soluto existente em 100 unidades de volume da solução.

Ocorre, porém, que **os volumes do soluto e do solvente não são aditivos**, $V \neq V_1 + V_2$ (ao contrário da massa, em que $m = m_1 + m_2$).

Em outras palavras, o volume da solução, V, não é igual à soma do volume do soluto, V_1, com o volume do solvente, V_2 (embora muitas vezes a diferença possa ser considerada desprezível). Isso ocorre porque a intensidade e o tipo das forças intermoleculares estabelecidas entre as moléculas de soluto e de solvente separadamente são diferentes daquelas que se estabelecem entre as moléculas de soluto e de solvente juntos.

Por exemplo, uma mistura de partes iguais de água e propanona (acetona) apresenta um volume 4,5% inferior ao correspondente à soma dos volumes de cada componente medido isoladamente porque:

- Moléculas de água estabelecem entre si ligações de hidrogênio (força intermolecular de alta intensidade).

- Moléculas de propanona são ligadas por forças de dipolo permanente (força intermolecular de média intensidade). Não estabelecem ligações de hidrogênio.

- Moléculas de água e de acetona, ao serem misturadas, estabelecem ligações de hidrogênio entre si (num arranjo diferente do que havia entre as moléculas de água apenas).

Quayside/Shutterstock/Glow Images

Vinagre (solução de ácido acético).

Portanto, o volume da solução deve ser medido experimentalmente.

O título em volume também é um número adimensional, menor que uma unidade, portanto pode ser expresso em porcentagem. Nesse caso, é chamado de porcentagem em volume do soluto.

Quando dizemos, por exemplo, que uma solução de água dissolvida em álcool etílico apresenta título em volume igual a 0,04 ou 4%, isso significa que, de cada 100 unidades de volume da solução, 4 unidades de volume são de soluto, nesse caso a água.

E como podemos trabalhar com o título em volume?

Considere o seguinte exemplo: um litro de vinagre (solução aquosa de ácido acético, CH_3COOH) apresenta 55 mL de ácido acético.

Como podemos proceder para calcular o título em volume e a porcentagem em volume do ácido acético nesse vinagre?

> Lembre-se de que as informações ao lado não nos permitem calcular teoricamente o volume do solvente (álcool etílico) porque, quando misturamos água e álcool etílico, ocorre uma contração de volume, ou seja, o volume da solução V é menor que a soma V_1 (volume do soluto) + V_2 (volume do solvente).

1 L ⇔ 1000 mL, logo temos:

1000 mL de vinagre (solução) ——— 55 mL de ácido acético

100 mL de vinagre (solução) ——— x

$$x = \frac{100\ \text{mL} \cdot 55\ \text{mL}}{1000\ \text{mL}} \Rightarrow x = 5{,}5\ \text{mL de ácido acético}$$

Como são 5,5 mL em 100 mL, a porcentagem em volume é igual a 5,5%, e o título em volume é igual a:

$$\frac{5{,}5\ \text{mL}}{100\ \text{mL}} = 0{,}055.$$

Curiosidade

Determinação do teor alcoólico na gasolina

Para determinar o teor alcoólico na gasolina, coloca-se 50 mL da amostra de gasolina a ser testada em uma proveta limpa, desengordurada e seca. Em seguida, adiciona-se solução aquosa de $NaC\ell$ até completar o volume de 100 mL. Tampa-se muito bem a proveta e mistura-se as camadas de $NaC\ell$ (aq) e gasolina por meio de 10 inversões sucessivas, evitando agitação enérgica.

Deixa-se o sistema em repouso por 15 minutos, para permitir a separação completa das duas camadas. Após esse tempo, anota-se os volumes de cada fase, sabendo que a água é incolor e, por ser mais densa que a gasolina, se acomoda na parte de baixo da proveta.

A molécula de álcool etílico possui uma extremidade apolar com a qual estabelece ligações fracas, do tipo dipolo induzido, com os hidrocarbonetos que constituem a gasolina. Mas também possui uma extremidade polar com a qual estabelece fortes ligações de hidrogênio com as moléculas de água.

Por isso, a água "extrai" o álcool da gasolina. O aumento de volume medido na proveta na fase aquosa é justamente do álcool, que antes estava dissolvido na gasolina.

Para calcular o volume de álcool que havia na gasolina fazemos a seguinte conta:

$$V_{\text{álcool na gasolina}} = V_{\text{final da fase aquosa}} - V_{\text{inicial da fase aquosa}}$$

$V_{\text{final da fase aquosa}}$ = medido experimentalmente

$V_{\text{inicial da fase aquosa}} = 50$ mL

Encontrado o valor do $V_{\text{álcool na gasolina}}$, fazemos o seguinte cálculo proporcional:

50 mL ——— 100%

$V_{\text{álcool na gasolina}}$ ——— x

Para que a gasolina vendida pelos postos esteja dentro dos parâmetros estabelecidos pela ANP é necessário que o valor de x (teor de álcool na gasolina) esteja entre 24% e 26%.

Concentração em partes por milhão

Quando uma solução é extremamente diluída, a massa do solvente é praticamente igual à massa da solução. Para indicar a concentração de uma solução desse tipo, a expressão mais utilizada é ppm – partes por milhão.

A concentração em ppm indica quantas partes do soluto existem em um milhão de partes da solução (em volume ou em massa).

Assim, podemos escrever:

$$1 \text{ ppm} = \frac{1 \text{ parte de soluto}}{10^6 \text{ partes de solução}}$$

Podemos estabelecer o seguinte critério para a concentração de soluções expressas em ppm: para soluções na fase gasosa, utiliza-se a concentração em ppm expressa em volume, e para soluções nas fases líquida ou sólida, utiliza-se a concentração em ppm expressa em massa.

E como podemos trabalhar com a concentração expressa em ppm?

Considere os exemplos a seguir:

1) Propanona, C_3H_6O, pura é um líquido volátil, incolor, inflamável, moderadamente tóxico, de sabor adocicado e cheiro agradável. Um ser humano comum pode perceber o cheiro da propanona diluída no ar na concentração mínima de 1,6 ppm. A análise de uma amostra do ar de determinado ambiente revelou que existe 0,00015% em volume de propanona. Uma pessoa, ao entrar no ambiente, vai perceber o odor da propanona?

Resolução:

$$1{,}6 \text{ ppm de } C_3H_6O = \frac{1{,}6 \text{ mL de } C_3H_6O}{1000\,000 \text{ mL de ar}}$$

$1000 \text{ mL} \Leftrightarrow 1 \text{ L (ou } 1 \text{ dm}^3) \text{ e } 1000 \text{ L} \Leftrightarrow 1 \text{ m}^3$

logo: $1000\,000 \text{ mL} \Leftrightarrow 1 \text{ m}^3$

$$1{,}6 \text{ ppm de } C_3H_6O = \frac{1{,}6 \text{ mL de } C_3H_6O}{1 \text{ m}^3 \text{ de ar}}$$

Concluímos então que cada m³ de ar contém 1,6 mL de C_3H_6O.

Passando a concentração expressa em ppm para porcentagem:

1,6 parte de C_3H_6O ———— 1000 000 partes de ar

x ———— 100 partes de ar

$$x = \frac{1{,}6 \cdot 100}{1000\,000} \Rightarrow x = \frac{1{,}6}{10\,000}$$

$x = 0{,}00016\%$ de C_3H_6O no ar, em volume

Logo, um ser humano não poderá perceber o odor da propanona.

baibaz/Shutterstock/Glow Images

A propanona (acetona) é muito utilizada como solvente de tintas, vernizes e esmaltes, inclusive os de uso cosmético.

2) A legislação exige que cada quilograma de sal comercializado contenha 0,01 ppm de iodeto, I^{1-}, geralmente na forma de NaI, para evitar o bócio. Indique a concentração de iodeto de sódio, em g de NaI/t de sal, que deve ser utilizada para atender a legislação.

Massas molares em g/mol: NaI = 150; Na = 23; I = 127.

Resolução:

Se considerarmos a massa em g, temos:

$$0{,}01 \text{ ppm de } I^{1-} = \frac{0{,}01 \text{ g de } I^{1-}}{1000\,000 \text{ g de sal}}$$

$1000 \text{ g} \Leftrightarrow 1 \text{ kg}$ $\quad 1000 \text{ kg} \Leftrightarrow 1 \text{ t}$ $\quad 1\,000\,000 \text{ g} \Leftrightarrow 1 \text{ t}$

$$0{,}01 \text{ ppm de } I^{1-} = \frac{0{,}01 \text{ g de } I^{1-}}{1 \text{ t de sal}}$$

$$150 \text{ g de NaI} \text{ ——— } 127 \text{ g de } I^{1-}$$

$$x \text{ ——— } 0{,}01 \text{ g de } I^{1-}$$

$$x = \frac{0{,}01 \cdot 150}{127} \Rightarrow x = 0{,}012 \text{ g de NaI}$$

Concluímos que é necessário acrescentar 0,012 g de NaI/t de sal.

Há casos em que a solução é tão diluída que sua concentração é expressa em ppb (partes por bilhão) ou mesmo em ppt (partes por trilhão).

$$1 \text{ ppb} = \frac{1 \text{ parte de soluto}}{10^9 \text{ parte de solução}} \text{ e } 1 \text{ ppt} = \frac{1 \text{ parte de soluto}}{10^{12} \text{ parte de solução}}$$

O raciocínio para se trabalhar em ppb ou ppt é o mesmo que utilizamos para trabalhar em ppm. Para transformar em porcentagem a concentração expressa em ppb, basta dividir o valor por dez milhões (10^7), e para transformar em porcentagem a concentração expressa em ppt, basta dividir o valor por dez bilhões (10^{10}).

Observe o exemplo a seguir:

Os metais pesados, como o chumbo, apresentam o fenômeno de bioacumulação, isto é, suas concentrações aumentam, progressivamente, ao longo da cadeia alimentar e não são eliminados pelo organismo com o tempo. As substâncias biocumulativas são resistentes à degradação biológica, à degradação química e à degradação fotolítica (provocada pela luz), afetando o equilíbrio dos ecossistemas mesmo em pequenas concentrações. A água potável deve conter, no máximo, 15 ppb (partes por bilhão) de chumbo, embora constantemente sejam encontradas águas com mais de 100 ppb dessa substância. Se a concentração de chumbo em uma água potável é de 100 ppb, quantos gramas de chumbo são consumidos ao beber 1 L dessa água?

Dados: $d_{\text{água}} = 1$ g/mL; massa molar do Pb = 207 g/mol.

Resolução:

Proporção de chumbo na água:

$$100 \text{ ppb de Pb} = \frac{100 \text{ g de Pb}}{1\,000\,000\,000 \text{ g de água}}$$

$$10^2 \text{ ppb de Pb} = \frac{10^2 \text{ g de Pb}}{10^9 \text{ g de água}}$$

Considerando a densidade da água igual a 1 g/mL, temos que 1 000 g de água ocupam um volume de 1 L, ou 1 000 mL (10^3 mL).

$$10^2 \text{ ppb de Pb} = \frac{10^2 \text{ g de Pb}}{10^9 \text{ mL de água}}$$

$$10^2 \text{ g de Pb} \text{ ——— } 10^9 \text{ mL de água}$$

$$x \text{ ——— } 10^3 \text{ mL de água (1 L)}$$

$$x = \frac{10^3 \cdot 10^2}{10^9} \Rightarrow x = 10^{-4} \text{ g}$$

É consumido 10^{-4} g de chumbo.

Geralmente, quando se trabalha com **soluções aquosas** em que a massa do soluto é muito pequena, costuma-se considerar a densidade da solução igual à da água na fase líquida, a qual, por sua vez, é aproximada para 1 g/mL. Essas aproximações, entretanto, só são admissíveis em trabalhos não muito rigorosos do ponto de vista científico.

Exercício resolvido

2 (Unemat-MT) A água do mar possui uma concentração ideal de sais (30 g/L) que permite a sobrevivência dos seres vivos. A quantidade de sais em kg que se deve adicionar em um aquário contendo $2 \cdot 10^6$ cm³ de água, para reproduzir o ambiente marinho, é:

a) $6 \cdot 10^1$.
b) $1{,}5 \cdot 10^2$.
c) $2 \cdot 10^6$.
d) $6 \cdot 10^4$.
e) $2 \cdot 10^4$.

Resolução

10^3 cm³ (1 dm³) ———————— 1 L

$2 \cdot 10^6$ cm³ ———————— V

$$V = \frac{2 \cdot 10^6 \cdot 1}{10^3} \Rightarrow V = 2 \cdot 10^3 \text{ L}$$

1 L ———————— 30 g de sais

$2 \cdot 10^3$ ———————— m

$$m = \frac{2 \cdot 10^3 \cdot 30}{1} \Rightarrow m = 60 \cdot 10^3 \text{ g}$$

$m = 60$ kg ou $6 \cdot 10^1$ kg

Alternativa **a**.

Exercícios

17 Um motorista, após encher o tanque do carro com gasolina em um posto próximo a seu trabalho, passou a ter diversos problemas com o carro. Desconfiado de que o combustível comprado pudesse ter sido adulterado, ele voltou ao posto e pediu ao gerente que fizesse o teste para determinar o teor de álcool na gasolina. O gerente pegou 50 mL de gasolina na bomba e acrescentou 50 mL de solução aquosa de cloreto de sódio a 10% em p/V e procedeu conforme indicado pela ANP.

Passados 15 minutos o gerente do posto e o motorista puderam observar que o volume final na fase aquosa estava na marca de 63,5 mL na proveta.

A proveta da esquerda contém gasolina e a da direita contém gasolina e solução aquosa de NaCℓ.

Em relação a esse teste, responda:

a) Calcule o teor de álcool na gasolina.
b) O motorista tinha razão em desconfiar que o combustível utilizado em seu carro estava adulterado? Justifique.

18 (Unicamp-SP) Ainda sonolentos, saem em direção ao local da ocorrência e resolvem parar num posto de combustível. – Complete! – diz Rango ao frentista. Assim que o rapaz começa a colocar álcool no tanque, Estrondosa grita: – Pare! Este carro é a gasolina! – Ainda bem que você percebeu o engano – disse Rango. – Amigo! Complete o tanque com gasolina. O nosso herói procedeu assim porque calculou que, com o volume de álcool anidro colocado no tanque, adicionando a gasolina contendo 20% (volume/volume) de etanol, obteria um combustível com 24% de etanol (volume/volume), igual àquele vendido nos postos até pouco tempo atrás.

a) Sabendo-se que o volume total do tanque é 50 litros, qual é a quantidade total de álcool, em litros, no tanque agora cheio?
b) Que volume de etanol anidro o frentista colocou por engano no tanque do carro?

19 No organismo humano, o nitrato, NO_3^{1-}(aq), sofre redução transformando-se facilmente em nitrito, NO_2^{1-}(aq). O nitrito ingerido por um bebê pode levá-lo a adquirir uma forma grave de anemia, a metaemoglobinemia e também a cianose (ambas são doenças degenerativas do sangue). Cianose, do grego *kyanos*, 'azul', é um estado de alteração no equilíbrio químico do organismo que faz os tecidos (mucosas) adquirirem uma coloração azulada. Por isso, a Organização Mundial da Saúde (OMS) proíbe a distribuição e o consumo de água que tenha mais de 10 ppm de nitrato, NO_3^{1-}(aq). Uma água mineral com concentração de íons nitrato, NO_3^{1-}(aq), igual a 0,002 g/L poderia ser comercializada?

20 (Fatec-SP) Compostos de cobre (II), entre eles o $CuSO_4$, são empregados no tratamento de águas de piscinas como algicidas. Recomenda-se que a concentração de $CuSO_4$ não ultrapasse o valor de 1 mg/L nessas águas. Sendo assim, considerando uma piscina de formato retangular que tenha 10 m de comprimento, 5 m de largura e 2 m de profundidade, quando cheia de água, a massa máxima de sulfato de cobre que poderá se dissolver é, em gramas, igual a:

x a) 100.
b) 200.
c) 300.
d) 400.
e) 500.

3 Expressões de concentração química

As expressões de concentração química são aquelas que dependem da massa molar do soluto. Embora existam várias, veremos apenas uma delas, que é a expressão de concentração mais importante e mais utilizada pelos químicos, a concentração em mol/L.

Concentração em mol/L

A concentração em quantidade de matéria (mol/L) é a expressão de concentração recomendada pelo Sistema Internacional de Unidades (SI) e pela União Internacional de Química Pura e Aplicada (IUPAC).

> A concentração em quantidade de matéria ($\mathcal{M}$) ou concentração em mol/L é a relação entre a quantidade de matéria do soluto (n_1) e o volume da solução em litros (V).

Observe que, por definição, o volume da solução é necessariamente expresso em litros.

Quando se diz, por exemplo, que uma solução apresenta concentração em quantidade de matéria igual a 2,5 mol/L, isso significa que existem 2,5 mol de soluto em cada litro de solução.

E como podemos trabalhar com a concentração em mol/L?

Considere o seguinte problema: a ureia, $CO(NH_2)_2(s)$, foi o primeiro composto orgânico sintetizado em laboratório e constitui o principal produto terminal do metabolismo proteico do ser humano e dos demais mamíferos. Em quantidades menores, está presente no mofo dos fungos, assim como nas folhas e sementes de vários legumes e cereais.

Cálculo da massa molar da ureia:
O número que está fora dos parênteses vai multiplicar todos os índices que estão dentro dos parênteses. Temos então:

carbono:	$1 \cdot 12$	= 12 g/mol
oxigênio:	$1 \cdot 16$	= 16 g/mol
nitrogênio:	$2 \cdot 14$	= 28 g/mol
hidrogênio:	$4 \cdot 1$	= 4 g/mol
ureia:		60 g/mol

Por causa de sua alta solubilidade em meio aquoso e de sua capacidade de estabelecer ligações de hidrogênio com moléculas de água, a ureia vem sendo muito utilizada na confecção de cosméticos.

Como podemos proceder para calcular a massa de ureia necessária para preparar 2 litros de solução aquosa 1,5 mol/L dessa substância?

Dadas as massas molares em g/mol: H = 1; C = 12; N = 14 e O = 16:

1 L de solução de ureia ———— 1,5 mol de ureia

2 L de solução de ureia ———— x

$$x = \frac{2 \cdot 1{,}5}{1} \Rightarrow x = 3 \text{ mol de ureia}$$

1 mol de ureia ———— 60 g

3 mol de ureia ———— y

$$y = \frac{3 \cdot 60}{1} \Rightarrow y = 180 \text{ g de ureia}$$

A massa de ureia, $CO(NH_2)_2(s)$, necessária para preparar 2 litros de solução aquosa 1,5 mol/L dessa substância é 180 g.

Concentração de íons em mol/L

Para determinar a concentração em quantidade de matéria de cada espécie de íon presente em uma solução iônica, é preciso observar a proporção de cátions e ânions na fórmula da substância e o seu grau de dissociação ou de ionização.

Lembre-se de que o grau de ionização α, calculado pela relação:

$$\alpha = \frac{\text{número de moléculas que se ionizaram}}{\text{número de moléculas inicialmente dissolvidas}}$$

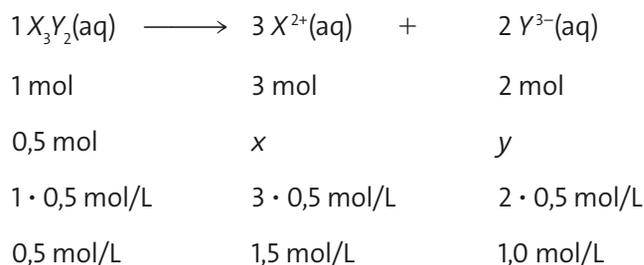
O grau de ionização α é sempre um número compreendido entre zero e 1 ou, se for expresso em porcentagem, entre 0% e 100%.

$$0 < \alpha < 1 \text{ ou em porcentagem } 0\% < \alpha\% < 100\%$$

O conceito de grau de dissociação α de uma base ou de um sal é análogo ao de ionização dos ácidos e é calculado pela relação:

$$\alpha = \frac{\text{número de fórmulas unitárias que se ionizaram}}{\text{número de fórmulas unitárias inicialmente dissolvidas}}$$

Imagine um composto iônico hipotético, de fórmula X_3Y_2, solúvel em água. Para calcular a concentração em quantidade de matéria de cátions X^{2+}(aq) e de ânions Y^{3-}(aq) em uma solução aquosa desse composto, de concentração igual a 0,5 mol/L, com $\alpha = 0,70$ (70%), devemos estabelecer os coeficientes da equação balanceada de dissociação da substância, que são diretamente proporcionais à concentração em quantidade de matéria de cada íon para um grau de dissociação igual a 100%.

$1\ X_3Y_2(aq)$	$\longrightarrow$	$3\ X^{2+}(aq)$	$+$	$2\ Y^{3-}(aq)$
1 mol		3 mol		2 mol
0,5 mol		x		y
$1 \cdot 0,5$ mol/L		$3 \cdot 0,5$ mol/L		$2 \cdot 0,5$ mol/L
0,5 mol/L		1,5 mol/L		1,0 mol/L

Em seguida, é preciso calcular a quantidade real de íons formados considerando o grau de dissociação da substância, no caso $\alpha\% = 70\%$:

1,5 mol de íons X^{2+}(aq)/L ———— 100% de dissociação

x ———————————— 70% de dissociação

$$x = \frac{70 \cdot 1,5}{100} \Rightarrow x = 1,05 \text{ mol/L de íons } X^{2+}(aq)$$

1,0 mol de íons Y^{3-}(aq)/L ———— 100% de dissociação

y ———————————— 70% de dissociação

$$y = \frac{70 \cdot 10}{100} \Rightarrow y = 0,70 \text{ mol de íons } Y^{3-}(aq)/L$$

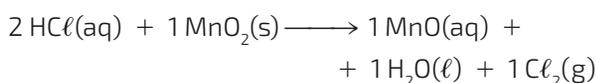
Maximilian Stock Ltd./SPL/Latinstock

As soluções só devem ser preparadas em laboratório e com os devidos cuidados.

De onde vem... para onde vai?

Cloro

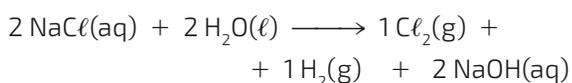
O cloro, $C\ell_2(g)$, foi obtido pela primeira vez em 1774, pelo químico polonês Karl Wilhelm Scheele (1742-1786), ao reagir ácido clorídrico, $HC\ell(aq)$, com dióxido de manganês, $MnO_2(s)$, conforme a reação abaixo:

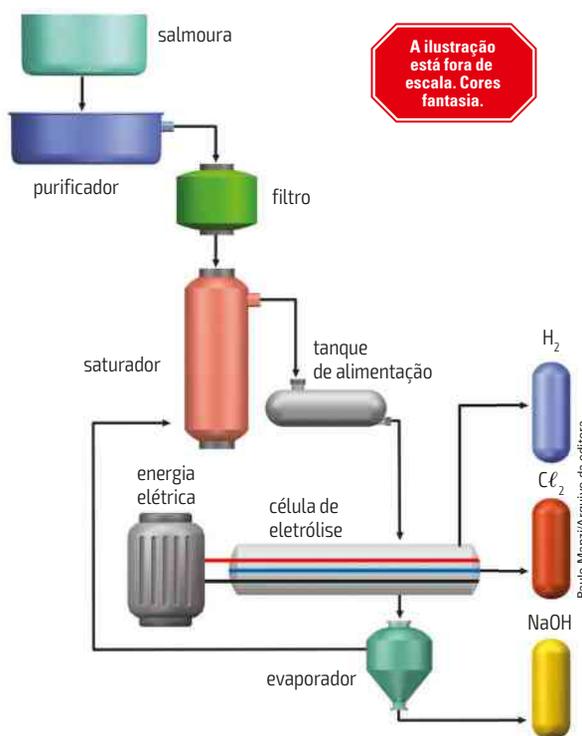
$$2\,HC\ell(aq) + 1\,MnO_2(s) \longrightarrow 1\,MnO(aq) + 1\,H_2O(\ell) + 1\,C\ell_2(g)$$

Industrialmente, a obtenção de cloro é feita a partir da eletrólise de solução aquosa de cloreto de sódio, $NaC\ell(aq)$, que fornece, além do cloro, duas outras substâncias importantes, o gás hidrogênio, $H_2(g)$, e o hidróxido de sódio, $NaOH(s)$.

O cloreto de sódio utilizado para esse fim é proveniente de depósitos subterrâneos e conhecido por sal-gema, uma vez que o sal marinho contém muitas impurezas que inviabilizam o processo.

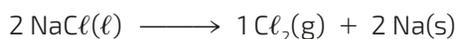
A primeira etapa da obtenção de cloro consiste em preparar e purificar a salmoura: o sal-gema é dissolvido em água, e a solução (salmoura) é submetida a um processo de purificação para eliminar as impurezas presentes.

A salmoura purificada é, então, disposta em cubas eletrolíticas sofrendo a passagem de corrente elétrica que desencadeia a seguinte reação química global:

$$2\,NaC\ell(aq) + 2\,H_2O(\ell) \longrightarrow 1\,C\ell_2(g) + 1\,H_2(g) + 2\,NaOH(aq)$$

O cloro, o hidrogênio e o hidróxido de sódio são produtos básicos, fundamentais em diversos processos industriais. Há quem afirme que é difícil haver um bem de consumo que, em certo estágio de sua fabricação, não tenha dependido de pelo menos uma dessas substâncias. Por isso, a indústria que os fabrica é denominada **indústria de base**.

O esquema a seguir fornece uma ideia geral do processo industrial de fabricação de cloro pela eletrólise do $NaC\ell(aq)$.

Esquema da produção de cloro pela eletrólise de $NaC\ell$ (aq).

O outro processo industrial de fabricação de cloro consiste na eletrólise do $NaC\ell$ fundido (no estado líquido). Por esse processo obtém-se também o sódio metálico:

$$2\,NaC\ell(\ell) \longrightarrow 1\,C\ell_2(g) + 2\,Na(s)$$

O cloro é um gás verde-amarelado, de cheiro sufocante, extremamente tóxico e venenoso. Apresenta tolerância máxima igual a 1 ppm/m³ de ar. É utilizado no tratamento de águas (possui forte ação bactericida), na fabricação de plásticos (como o PVC ou policloreto de vinila – responsável pelo consumo de 40% de todo o cloro produzido), de solventes (como o tetracloreto de carbono, $CC\ell_4$), de inseticidas (como o BHC ou benzeno hexaclorado, $C_6C\ell_6$) e de branqueadores (como o hipoclorito de sódio, $NaC\ell O$, usado no branqueamento da celulose para a fabricação de papel).

A indústria alimentícia também utiliza substâncias cloradas para obter o branqueamento da farinha de trigo.

Trabalho em equipe

O cloro foi o primeiro gás a ser utilizado como arma química. O ataque inicial ocorreu em 1915, na Primeira Guerra Mundial. Esse gás foi espalhado num *front* perto da cidade belga de Ypres e, dos 15 mil soldados franceses que lá se encontravam, 5 mil morreram e 10 mil ficaram feridos. O gás cloro é sufocante. Ao ser inalado provoca irritação, ressecamento e ardor nas vias respiratórias. Para aliviar esses sintomas, o organismo – numa tentativa de defesa – segrega líquido nos pulmões, provocando edema. Na frente russa, os ataques com cloro realizados nesse mesmo ano tiveram efeitos ainda mais devastadores, levando as tropas russas até o fim da guerra a sofrer perto de meio milhão de baixas. Num dos primeiros ataques, o regimento da Sibéria foi praticamente dizimado: tinha 39 oficiais e 4 310 soldados e, após o ataque, restaram 4 oficiais e 400 soldados.

Também em 1915, os cirurgiões militares Alexis Carrel (1873-1944), Prêmio Nobel de Medicina em 1912, e Henry Drysdale Dakin (1880-1952) desenvolveram uma solução de hipoclorito de sódio a 0,5% de cloro ativo neutralizado com ácido bórico que ficou conhecida como solução de Dakin. Essa solução foi usada nos feridos de guerra no procedimento de desinfecção de lesões profundas e permitiu evitar a proliferação dos casos de gangrena e infecções, salvando milhares de vidas.

A sala pode ser dividida em dois grupos. Um grupo vai pesquisar sobre produtos tóxicos que são formados a partir do cloro, prejudiciais ao ser humano e ao meio ambiente, e o outro, sobre os produtos clorados de grande importância para a sociedade. Cada grupo vai escolher dois representantes para expor o resultado de suas pesquisas. Em seguida, a sala fará um debate para tentar concluir se o cloro traz mais benefícios ou prejuízos para o ser humano.

Curiosidade

Uso do cloro no tratamento de água

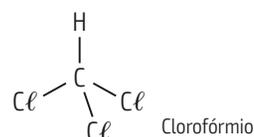
Uma das etapas do tratamento de água é a cloração. Nessa etapa uma solução de hipoclorito de sódio, $NaC\ell O(aq)$, é adicionada em quantidades calculadas, para que a concentração final de íons $C\ell O^{1-}(aq)$ na água seja adequada, mantendo um nível residual que assegure uma desinfecção em casos imprevistos de aumento de concentrações bacteriológicas.

Esse cloro residual pode reagir com a matéria orgânica presente em águas naturais, formando compostos organoclorados.

Os principais organoclorados encontrados na água tratada são os tri-halometanos (THM), compostos orgânicos derivados do metano, CH_4, no qual três átomos de hidrogênio são substituídos por três átomos de halogênio – cloro, bromo e/ou iodo.

Existem diferentes THM, porém o que ocorre em maior concentração na água de abastecimento é o triclorometano (clorofórmio).

H
C
Cℓ Cℓ Cℓ

Clorofórmio

Embora ainda não esteja totalmente comprovado, existem evidências de que, em teores excessivos, esses organoclorados podem causar câncer.

No entanto, dados da Organização Mundial de Saúde (OMS) indicam que as doenças transmitidas pela água não tratada matam cerca de dois milhões de pessoas por ano, a maioria crianças menores de 5 anos.

Assim, entre a possibilidade remota de adquirir um câncer a longo prazo e a possibilidade concreta de morrer antes de completar 5 anos, não há o que discutir.

A água tratada, seja com cloro, com ozônio ou com qualquer outra substância, é um dos principais pilares da saúde pública.

Exercício resolvido

3 (Vunesp-SP) O etanotiol, CH_3CH_2-SH, é uma substância tóxica e tem um odor tão forte que uma pessoa pode detectar 0,016 mol disperso em $5{,}0 \cdot 10^{10}$ gramas de ar. Sabendo-se que a densidade do ar é 1,25 g/L e supondo distribuição uniforme do etanotiol no ar, a quantidade limite, em mol/L, que uma pessoa pode detectar é:

a) $1{,}6 \cdot 10^{-2}$.
b) $2{,}0 \cdot 10^{-11}$.
c) $2{,}5 \cdot 10^{-11}$.
d) $4{,}0 \cdot 10^{-13}$.
e) $1{,}0 \cdot 10^{-23}$.

Resolução

Cálculo do volume de ar que corresponde à massa de $5{,}0 \cdot 10^{10}$ g de ar:

1,25 g de ar ———— 1 L de ar
$5{,}0 \cdot 10^{10}$ g de ar ———— x

$$x = \frac{5{,}0 \cdot 10^{10} \cdot 1}{1{,}25} \Rightarrow x = 4{,}0 \cdot 10^{10} \text{ L de ar}$$

Cálculo da concentração, em mol/L, do etanotiol:

0,016 mol de etanotiol ———— $4{,}0 \cdot 10^{10}$ L de ar
y ———— 1 L de ar

$$y = \frac{1 \cdot 0{,}016}{4{,}0 \cdot 10^{10}} \Rightarrow y = 4{,}0 \cdot 10^{-13} \text{mol de etanotiol}$$

Alternativa **d**.

Exercícios

ATENÇÃO! Não escreva no seu livro!

21 (Fuvest-SP) Considere duas latas do mesmo refrigerante, uma versão "diet" e outra versão comum. Ambas contêm o mesmo volume de líquido (300 mL) e têm a mesma massa quando vazias. A composição do refrigerante é a mesma em ambas, exceto por uma diferença: a versão comum contém certa quantidade de açúcar, enquanto a versão "diet" não contém açúcar (apenas massa desprezível de um adoçante artificial). Pesando-se duas latas fechadas do refrigerante, foram obtidos os seguintes resultados:

Amostra	Massa (g)
Lata com refrigerante comum	331,2
Lata com refrigerante "diet"	316,2

Por esses dados, pode-se concluir que a concentração, em g/L, de açúcar no refrigerante comum é de, aproximadamente:

a) 0,020 g/L.
b) 20 g/L.
c) 0,050 g/L.
x d) 50 g/L.
e) 1,1 g/L.

22 (USJT-SP) O ácido tartárico, $C_4H_6O_6$ (conservante), usado em alguns refrigerantes, pode ser obtido a partir da uva durante o processo de fabricação do vinho. Se a concentração em quantidade de matéria de ácido tartárico num refrigerante é 0,175 mol/L, qual é a massa de ácido utilizada na fabricação de 100 000 L desse refrigerante?

a) 17 500 g
b) 116,6 kg
c) 0,857 t
d) 1,75 kg
x e) 2,62 t

23 Assinale a alternativa que indica o volume necessário de água para preparar uma solução 0,25 mol/L de cloreto de sódio, NaCℓ.

a) 0,125 L
b) 2,00 L
x c) 8,00 L
d) 29,3 L
e) 468 L

24 Uma solução aquosa de sulfato de alumínio foi preparada de modo que cada 100 mL de solução tivesse 68,4 g do sal dissolvido a 20 °C. Nessa temperatura o grau de dissociação α% do $A\ell_2(SO_4)_3$(aq) é igual a 60%.

Calcule:

a) a concentração em quantidade de matéria do sal na solução;
b) a concentração em quantidade de matéria dos íons $A\ell^{3+}$(aq) e SO_4^{2-}(aq).

25 (UFF-RJ) O permanganato de potássio pode ser utilizado como germicida no tratamento de queimaduras. É um sólido brilhante e usado, habitualmente, como reagente comum nos laboratórios.

Considere a dissolução em meio ácido de 0,395 g deste sal em água suficiente para produzir 250 mL de solução.

A concentração em quantidade de matéria da solução resultante é:

x a) 0,01 mol/L.
b) 0,02 mol/L.
c) 0,03 mol/L.
d) 0,04 mol/L.
e) 0,05 mol/L.

26 (UFF-RJ) O suco gástrico produzido pelo estômago durante o processo de digestão apresenta ácido clorídrico numa concentração igual a $1 \cdot 10^{-2}$ mol/L. Sabendo-se que durante a digestão são produzidos cerca de 100 mL de suco gástrico, qual a massa, expressa em gramas, de ácido contido nesse volume?

a) 73,0
b) 36,5
c) 3,65
x d) 0,0365
e) 0,0730

4 Diluição e concentração

Imagine que você esteja preparando uma limonada para o lanche com os amigos e acabou exagerando no limão. E agora? O que fazer? A solução é adicionar mais água.

Esse tipo de procedimento – diluir ou concentrar soluções – é muito comum em nosso dia a dia. Deixamos a panela de feijão no fogo para concentrar ou "engrossar o caldo", colocamos mais água no feijão para diluir o caldo; nas regiões do Brasil onde se toma café feito em máquina é possível escolher entre um "café curto" (mais concentrado, feito com menos água) ou um "café longo" (mais diluído, feito com mais água), entre outros exemplos.

Diluir e concentrar soluções também é um procedimento muito utilizado no laboratório de Química para preparar soluções com uma concentração específica, acrescentando solvente, evaporando solvente ou misturando soluções de concentrações diferentes de modo que se obtenha a solução final com a concentração desejada.

São essas operações e os conceitos relacionados a elas que veremos a seguir.

De modo geral, podemos dizer que:

- Diluir uma solução significa acrescentar solvente a ela de maneira que sua concentração diminua. A quantidade de soluto permanece inalterada.
- Concentrar uma solução significa diminuir a quantidade de solvente da solução de forma que sua concentração aumente. Isso pode ser feito por aquecimento, provocando a evaporação do solvente (desde que o solvente não seja inflamável e que o soluto não seja volátil).

Quando o solvente é retirado de uma solução ou é acrescentado a ela, a quantidade de soluto (em massa ou em quantidade de matéria) permanece inalterada.

Michael Cocita/Shutterstock/Glow Images

Marie C. Fields/Shutterstock/Glow Images

Deixar a água evaporar para engrossar o caldo do feijão é uma operação caseira de concentração de solução, ainda que o caldo do feijão não seja exatamente uma solução.

Em uma limonada é possível diminuir a concentração de soluto (limão ou açúcar) pela adição de solvente (água).

Concentração em massa

Um solvente inflamável nunca pode ser aquecido sobre a chama, mas, se necessário, pode ser aquecido em uma manta térmica.

Em ambos os casos – diluição ou concentração da solução –, **a massa do soluto permanece constante**. O que varia é o volume do solvente e, portanto, a concentração em massa da solução.

Operação de diluição:

Ilustrações: Paulo Manzi/ Arquivo da editora

As ilustrações estão fora de escala. Cores fantasia.

Outra maneira de concentrar uma solução é aumentar a quantidade de soluto. Nesse caso, porém, não valem as relações deduzidas ao lado, pois a quantidade de soluto vai variar.

Operação de concentração:

Note que em ambos os casos a massa do soluto na solução inicial e na solução final é igual a m_1, apenas a quantidade de solvente variou.

Agora veremos como podemos trabalhar com operações de diluição ou concentração relacionadas à concentração em massa (g/L).

Suponha que seja necessário calcular o volume de solução aquosa de sulfato de sódio, Na_2SO_4, a 60 g/L que deve ser diluída por adição de água para se obter um volume de 750 mL de solução a 40 g/L.

Como a massa do soluto permanece constante nas duas soluções (inicial e final), precisamos encontrar qual a massa de soluto presente na solução final que pretendemos obter e depois verificar qual o volume da solução inicial que apresenta essa mesma massa de soluto. Observe:

Lembre-se de que: 1 L $\Leftrightarrow$ 1000 mL

Cálculo da massa de soluto que queremos na solução final:

40 g de soluto (Na_2SO_4) ———— 1 L de solução

x ———————————— 0,750 L de solução

$$x = \frac{0{,}750\,\cancel{L} \cdot 40\text{ g}}{1\,\cancel{L}} \Rightarrow x = 30\text{ g de } Na_2SO_4$$

Cálculo do volume de solução inicial que possui 30 g de Na_2SO_4:

60 g de soluto (Na_2SO_4) ———— 1 L de solução

30 g de soluto (Na_2SO_4) ———— y

$$y = \frac{30\,\cancel{g} \cdot 1\text{ L}}{60\,\cancel{g}} \Rightarrow y = 0{,}5\text{ L de solução}$$

Assim, para obter 750 mL da solução com concentração de 40 g/L de Na_2SO_4, é necessário pegar um volume igual a 0,5 L ou 500 mL de solução de concentração 60 g/L de Na_2SO_4 e acrescentar 250 mL de água, de modo que o volume da solução final (diluída) seja igual a 750 mL.

Concentração em quantidade de matéria

Observe que, novamente, em ambos os casos – diluição ou concentração da solução – o que varia é o volume do solvente e, portanto, a concentração em quantidade de matéria da solução.

Operação de diluição:

As ilustrações estão fora de escala. Cores fantasia.

Note que em ambos os casos a quantidade de matéria do soluto na solução inicial e na solução final é igual a n_1, apenas a quantidade de solvente variou.

Imagine que seja necessário calcular a concentração em quantidade de matéria de uma solução aquosa de ácido sulfúrico, H_2SO_4 – massa molar igual a 98 g/mol – sabendo-se que inicialmente foram gastos 19,6 g do ácido para preparar 2 L de solução, que mais tarde foram submetidos a evaporação até que o volume final ficasse igual a 800 mL.

Como a quantidade de matéria do soluto, H_2SO_4, permanece constante nas duas soluções (inicial e final), precisamos encontrar a quantidade de matéria de H_2SO_4 na massa utilizada para a preparação da solução, 19,6 g, e depois encontrar a quantidade de matéria correspondente a 1 litro de solução para expressar a concentração. Acompanhe:

Cálculo da quantidade de matéria de soluto:

1 mol de H_2SO_4 ———————— 98 g de H_2SO_4

x ———————————— 19,6 g de H_2SO_4

$$x = \frac{19{,}6\ \cancel{g} \cdot 1\ mol}{98\ \cancel{g}} \Rightarrow x = 0{,}2\ mol\ de\ H_2SO_4$$

Cálculo da concentração em quantidade de matéria de H_2SO_4 na solução final:

0,2 mol de H_2SO ———————— 0,800 L de solução

y ———————————— 1 L de solução

$$y = \frac{1\ \cancel{L} \cdot 0{,}2\ mol}{0{,}800\ \cancel{L}} \Rightarrow y = 0{,}25\ mol\ de\ H_2SO_4$$

Assim, a solução final obtida pela evaporação do solvente terá concentração em quantidade de matéria igual a 0,25 mol/L.

Exercício resolvido

4 (Fesp-PE) Dispõe-se de 20,0 litros de água oxigenada, $H_2O_2(aq)$ a 125 volumes. Para preparar 100,0 litros de água oxigenada a 10 volumes, deve-se proceder praticamente da seguinte forma:

a) Tomam-se 10 litros de água oxigenada a 125 volumes e diluem-se a 100 litros.
b) Tomam-se 100 litros de água oxigenada a 125 volumes e aquecem-se até a proporção desejada.
c) Tomam-se 8 litros de água oxigenada a 125 volumes e diluem-se a 100 litros.
d) Tomam-se 80,0 litros de água oxigenada a 125 volumes e diluem-se a 100 litros.
e) Tomam-se 125 litros de água oxigenada a 125 volumes e diluem-se a 100 litros.

Resolução

Cálculo da concentração de $O_2(g)$ em 20 L de H_2O_2 a 125 V.

1 L de H_2O_2 (125 volumes) ——— 125 L de $O_2(g)$
20 L de H_2O_2 (125 volumes) ——— x

$$x = \frac{20 \cdot 125}{1} \Rightarrow x = 2500 \text{ L de } O_2\text{ (g)}$$

Cálculo da concentração de $O_2(g)$ em 100 L de H_2O_2 a 10 V.

1 L de H_2O_2 (10 volumes) ——— 10 L de $O_2(g)$
100 L de H_2O_2 (10 volumes) ——— y

$$y = \frac{100 \cdot 10}{1} \Rightarrow x = 1000 \text{ L de } O_2\text{ (g)}$$

20 L de H_2O_2 (125 volumes) ——— 2 500 L de O_2 (g)
z ——— 1000 L de O_2 (g)

$$z = \frac{1000 \cdot 20}{2500} \Rightarrow z = 8 \text{ L de } H_2O_2 \text{(125 volumes)}$$

Para obter 100 L de H_2O_2 a 10 V, tomam-se 8 L de H_2O_2 a 125 V e diluem-se a 100 L.

Alternativa **c**.

Exercícios

27 Calcule o volume de solução aquosa de hidróxido de sódio, NaOH, a 2 mol/L que deve ser diluída por adição de água para se obter um volume de 500 mL de solução a 1,5 mol/L.

28 (UFV-MG) O conteúdo de etanol, C_2H_5OH (massa molar = 46 g/mol), em uma cachaça é de 460 g/L. Misturou-se 1,0 litro dessa cachaça com 1,0 litro de água.

a) Calcule a quantidade de matéria (número de mol) de etanol, C_2H_5OH, na solução resultante.
b) Calcule a concentração de etanol na solução resultante, em mol/L.

29 O acetato de sódio, CH_3COONa, é um sal usado para controlar o pH de produtos alimentares, de fármacos e em tinturaria. A quantidade de água, $H_2O(\ell)$, que é necessário evaporar de 700 mL de uma solução 1,2 mol/L de acetato de sódio, CH_3COONa, para que sua concentração se torne igual a 3,5 mol/L é:

a) 46 mL.
b) 260 mL.
x c) 460 mL.
d) 100 mL.
e) 150 mL.

30 (Cesgranrio-RJ) Uma solução 0,05 mol/L de glicose, contida em um béquer, perde água por evaporação até restar um volume de 100 mL, passando a concentração para 0,5 mol/L. O volume de água evaporada é, aproximadamente:

a) 50 mL.
b) 100 mL.
c) 500 mL.
x d) 900 mL.
e) 1000 mL.

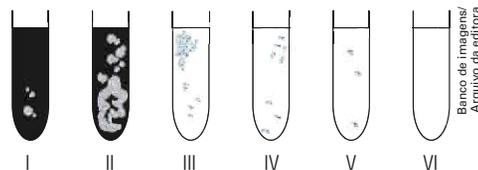
31 (Vunesp-SP) Na preparação de 500 mL de uma solução aquosa de H_2SO_4 de concentração 3 mol/L, a partir de uma solução de concentração 15 mol/L do ácido, deve-se diluir o seguinte volume em mL da solução concentrada:

a) 10.
x b) 100.
c) 150.
d) 300.
e) 450.

32 (UFSC-SC) O uso de flúor na água para consumo doméstico é uma das medidas que reúnem eficácia e baixo custo na prevenção da cárie dental. Quando na concentração $5{,}0 \times 10^{-5}$ mol · L^{-1} de íons fluoreto, qual o volume de solução, em litros, que se deve ingerir para consumir uma massa de 2,85 miligramas de íons fluoreto? (Massa molar do fluoreto = 19 g)

33 (PUC-MG) O esquema a seguir representa um conjunto de soluções de sulfato de cobre. As soluções foram obtidas, sempre diluindo-se com água, sucessivamente, 5 mL da solução anterior para se obter 10 mL da nova solução. Diminuindo-se a concentração da solução I em dez vezes, por diluição, a solução resultante terá concentração intermediária às soluções da(s) alternativa(s):

Banco de imagens/Arquivo da editora

a) I e II.
b) II e III.
c) III e IV.
x d) IV e V.
e) V e VI.

5 Mistura de soluções que não reagem entre si

Quando misturamos duas (ou mais) soluções de solutos diferentes (que não reagem entre si), calculamos a concentração de cada soluto na mistura final como se cada solução em particular tivesse sofrido uma simples diluição.

O raciocínio é o mesmo tanto para concentração em g/L como para concentração em mol/L.

Nesse caso, devemos apenas observar se as soluções misturadas são de solutos diferentes ou de mesmo soluto.

Mistura de soluções de solutos diferentes

Veja o seguinte problema da Vunesp-SP: misturando-se 100 mL de solução aquosa 0,10 mol/L de cloreto de cálcio, $CaC\ell_2$, com 400 mL de solução aquosa 0,20 mol/L de cloreto de estrôncio, $SrC\ell_2$, quais serão as concentrações em mol/L dos íons Ca^{2+}, Sr^{2+} e $C\ell^{1-}$ na solução resultante?

Considere o grau de dissociação desses sais igual a 100% na temperatura em que foi realizada a experiência e o volume final igual à soma dos volumes de cada solução.

Para resolver essa questão, como a variação de volume foi considerada desprezível, temos:

Volume final da solução após a mistura = 100 mL + 400 mL.

Volume final = 500 mL ou 0,5 L.

Vamos começar escrevendo as reações de dissociação dos dois sais:

Stocksnapper/Shutterstock

Flocos de cloreto de cálcio, $CaC\ell_2$.

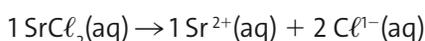
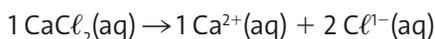
$$1\,CaC\ell_2(aq) \longrightarrow 1\,Ca^{2+}(aq) + 2\,C\ell^{1-}(aq)$$

1 mol	1 mol	2 mol
0,10 mol	0,10 mol	0,20 mol

$$1\,SrC\ell_2(aq) \longrightarrow 1\,Sr^{2+}(aq) + 2\,C\ell^{1-}(aq)$$

1 mol	1 mol	2 mol
0,20 mol	0,20 mol	0,40 mol

GIPhotoStock/Science Source/Latinstock

Cloreto de estrôncio, $SrC\ell_2$.

- **Cálculos relacionados aos íons cálcio, $Ca^{2+}(aq)$**

Quantidade de matéria de cátions $Ca^{2+}(aq)$ na solução inicial:

0,10 mol de $Ca^{2+}(aq)$ ———— 1 L de solução

x ———— 0,1 L de solução

$$x = \frac{0{,}1\,\cancel{L} \cdot 0{,}10\text{ mol}}{1\,\cancel{L}} \Rightarrow x = 0{,}01\text{ mol de }Ca^{2+}(aq)$$

Cálculo da concentração em quantidade de matéria de cátions $Ca^{2+}(aq)$ na solução final:

0,01 mol de $Ca^{2+}(aq)$ ———— 0,5 L de solução

y ———— 1 L de solução

$$y = \frac{1\,\cancel{L} \cdot 0{,}01\text{ mol}}{0{,}5\,\cancel{L}} \Rightarrow y = 0{,}02\text{ mol de }Ca^{2+}(aq)$$

A concentração de íons $Ca^{2+}(aq)$ na solução final é 0,02 mol/L.

- **Cálculos relacionados aos íons estrôncio, $Sr^{2+}(aq)$**

Quantidade de matéria de cátions $Sr^{2+}(aq)$ na solução inicial:

0,20 mol de $Sr^{2+}(aq)$ ——————— 1 L de solução

z ——————————————— 0,4 L de solução

$$z = \frac{0{,}4\,\cancel{\text{L}} \cdot 0{,}20 \text{ mol}}{1\,\cancel{\text{L}}} \quad \Rightarrow \quad z = 0{,}08 \text{ mol de } Sr^{2+}(aq)$$

Cálculo da concentração em quantidade de matéria de cátions $Sr^{2+}(aq)$ na solução final:

0,08 mol de $Sr^{2+}(aq)$ ——————— 0,5 L de solução

w ——————————————— 1 L de solução

$$w = \frac{1\,\cancel{\text{L}} \cdot 0{,}08 \text{ mol}}{0{,}5\,\cancel{\text{L}}} \quad \Rightarrow \quad w = 0{,}16 \text{ mol de } Sr^{2+}(aq)$$

A concentração de íons $Sr^{2+}(aq)$ na solução final é 0,16 mol/L.

- **Cálculos relacionados aos íons cloreto, $C\ell^{1-}(aq)$**

Quantidade de matéria de ânions $C\ell^{1-}(aq)$ na solução inicial de cloreto de cálcio, $CaC\ell_2$:

0,20 mol de $C\ell^{1-}(aq)$ ——————— 1 L de solução

α ——————————————— 0,1 L de solução

$$\alpha = \frac{0{,}1\,\cancel{\text{L}} \cdot 0{,}20 \text{ mol}}{1\,\cancel{\text{L}}} \quad \Rightarrow \quad \alpha = 0{,}02 \text{ mol de } C\ell^{1-}(aq)$$

Quantidade de matéria de ânions $C\ell^{1-}(aq)$ na solução inicial de cloreto de estrôncio, $SrC\ell_2$:

0,40 mol de $C\ell^{1-}(aq)$ ——————— 1 L de solução

β ——————————————— 0,4 L de solução

$$\beta = \frac{0{,}4\,\cancel{\text{L}} \cdot 0{,}40 \text{ mol}}{1\,\cancel{\text{L}}} \quad \Rightarrow \quad \beta = 0{,}16 \text{ mol de } C\ell^{1-}(aq)$$

Cálculo da concentração em quantidade de matéria de ânions $C\ell^{1-}(aq)$ na solução final:

Quantidade de matéria total: $n = 0{,}02 + 0{,}16 \quad \Rightarrow \quad n = 0{,}18$ mol

0,18 mol de $C\ell^{1-}(aq)$ ——————— 0,5 L de solução

γ ——————————————— 1 L de solução

$$\gamma = \frac{1\,\cancel{\text{L}} \cdot 0{,}18 \text{ mol}}{0{,}5\,\cancel{\text{L}}} \quad \Rightarrow \quad \gamma = 0{,}36 \text{ mol de } C\ell^{1-}(aq)$$

A concentração de íons $C\ell^{1-}(aq)$ na solução final é 0,36 mol/L.

Divulgação/Arquivo da editora

O cloreto de cálcio é altamente higroscópico (capaz de absorver água) e por isso é utilizado como agente antimofo em vários locais onde a umidade pode ser danosa.

Gayvoronskaya_Yana/Shutterstock

O cloreto de estrôncio é adicionado a cremes dentais para reduzir a sensibilidade dentária.

Mistura de soluções de mesmo soluto

Quando misturamos soluções feitas de mesmo soluto e mesmo solvente, porém de concentrações diferentes, obtemos uma nova solução de concentração intermediária à das soluções misturadas.

Nesse caso, uma condição é sempre obedecida:

> A quantidade de soluto na solução resultante é igual à soma das quantidades de soluto que havia em cada uma das soluções originais.

O volume (V) da solução final nem sempre é igual à soma dos volumes das soluções usadas na mistura, embora possa ser medido facilmente na prática. Desse modo, a única incógnita a ser determinada é a concentração da solução final:

E como podemos trabalhar com operações de mistura de soluções de mesmo soluto relacionadas à concentração em g/L ou mol/L da solução resultante?

Operação de mistura de soluções:

Solução' + Solução'' = Solução resultante

m_1' m_1'' $m_1' + m_1''$

Operação de mistura de soluções:

Solução' + Solução'' = Solução resultante

n_1' n_1'' $n_1' + n_1''$

Ilustrações: Paulo Manzi/Arquivo da editora

As ilustrações estão fora de escala. Cores fantasia.

Imagine que um químico tenha misturado 25 mL de uma solução 0,50 mol/L de NaOH(aq) com 35 mL de solução 0,30 mol/L de NaOH(aq) e 10 mL de solução 0,25 mol/L de NaOH(aq). Como o químico deve proceder para obter o valor da concentração, em quantidade de matéria, da solução final, admitindo a aditividade dos volumes?

O primeiro passo é calcular o volume da solução final:

Volume da solução final = 25,0 mL + 35,0 mL + 10,0 mL

Volume da solução final = 70 mL ou 0,07 L

(Lembre-se de que 1000 mL = 1 L)

E em seguida a quantidade de matéria de NaOH(aq) em cada solução:

- Solução de NaOH(aq) 0,50 mol/L, volume 25,0 mL ou 0,025 L

0,50 mol de NaOH ———— 1 L de solução

x ———— 0,025 L de solução

$$x = \frac{0{,}025\,\cancel{L} \cdot 0{,}50\ \text{mol}}{1\,\cancel{L}} \Rightarrow x = 0{,}0125\ \text{mol de NaOH}$$

- Solução de NaOH(aq) 0,30 mol/L, volume 35,0 mL ou 0,035 L

0,30 mol de NaOH ———— 1 L de solução

y ———— 0,035 L de solução

$$y = \frac{0{,}035\,\cancel{L} \cdot 0{,}30\ \text{mol}}{1\,\cancel{L}} \Rightarrow y = 0{,}0105\ \text{mol de NaOH}$$

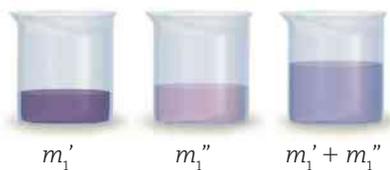
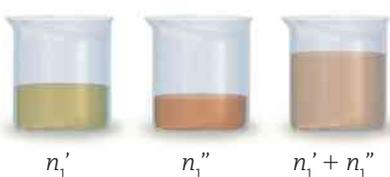
- Solução de NaOH(aq) 0,25 mol/L, volume 10,0 mL ou 0,010 L

0,25 mol de NaOH ———— 1 L de solução

z ———— 0,010 L de solução

$$z = \frac{0{,}010\,\cancel{L} \cdot 0{,}25\ \text{mol}}{1\,\cancel{L}} \Rightarrow z = 0{,}0025\ \text{mol de NaOH}$$

Quantidade de matéria total = 0,0125 + 0,0105 + 0,0025

Quantidade de matéria total = 0,0255 mol

Cálculo da concentração em quantidade de matéria de NaOH(aq) na solução resultante:

0,0255 mol de NaOH ——— 0,07 L de solução

w ——— 1 L de solução

$$w = \frac{1\,\cancel{L} \cdot 0{,}0255\ \text{mol}}{0{,}07\,\cancel{L}} \Rightarrow w \simeq 0{,}36\ \text{mol de NaOH/L}$$

Assim, é possível determinar o valor da concentração da solução em quantidade de matéria: 0,36 mol/L.

Curiosidade

Uso do ozônio no tratamento de água

Vimos, no boxe Curiosidade da página 83, que o nível residual de cloro utilizado no tratamento de água pode reagir com a matéria orgânica formando compostos organoclorados, perigosos à saúde, e que o ozônio constitui uma alternativa para esse fim.

Mas há outras vantagens em usar ozônio no tratamento de água?

Veja o que diz o texto a seguir:

"[...] A habilidade do ozônio para desinfecção de água foi descoberta em 1886, e em 1891 testes pilotos já eram realizados. A primeira instalação industrial de ozônio ocorreu em 1893, em Oudshoorm, na Holanda, para desinfecção na estação de tratamento de água potável da cidade.

[...] O ozônio é gerado quando uma corrente alternada de alta voltagem é descarregada na presença de oxigênio. O maior exemplo é o que ocorre na natureza, quando em dias de tempestade há grande produção de ozônio na atmosfera devido às elevadas descargas elétricas provenientes dos relâmpagos. O gerador de ozônio basicamente reproduz, de forma controlada e eficaz, esse fenômeno natural, aliando alta tecnologia na área de materiais à eletroeletrônica avançada.

Desta forma, a geração de ozônio ocorre pelo princípio de descarga elétrica que acelera elétrons o suficiente para partir, através do impacto, as ligações da molécula de oxigênio. Os átomos livres reagem com outras moléculas de oxigênio para a formação do ozônio.

Reação de formação do ozônio:

$O_2(g) \rightarrow O(g) + O(g)$

$O_2(g) + O(g) \rightarrow O_3(g)$

Características do ozônio:

- o ozônio é um poderoso oxidante (1,5 vez mais forte do que o cloro);
- é mais rápido do que o cloro na inativação de bactérias;
- não produz toxinas;
- decompõe-se em oxigênio. [...]

Basicamente, o que diferencia o ozônio dos diversos agentes desinfetantes é o seu mecanismo de destruição dos microrganismos. O cloro, por exemplo, atua por difusão através da parede celular, para então agir sobre os elementos vitais no interior da célula, como enzimas, proteínas, DNA e RNA. O ozônio, por ser mais oxidante, age diretamente na parede celular, causando sua ruptura, demandando menor tempo de contato e tornando impossível sua reativação. Dependendo do tipo de microrganismo, o ozônio pode ser até 3125 vezes mais rápido que o cloro na inativação celular."

Disponível em: <www.snatural.com.br/Tratamento-Agua-Ozonio.html>. Acesso em: 8 out. 2015.

Exercício resolvido

5 (UPM-SP) 200 mL de solução 24,0 g/L de hidróxido de sódio são misturados a 1,3 L de solução 2,08 g/L de mesmo soluto. A solução obtida é então diluída até um volume final de 2,5 L. A concentração em g/L da solução, após a diluição, é aproximadamente igual a:

a) 26,0. b) 13,0. c) 3,0. d) 5,0. e) 4,0.

Resolução

Cálculo da massa de NaOH nas soluções:

24 g de NaOH ——— 1000 mL de solução

x ——— 200 mL de solução

$$x = \frac{200 \cdot 24}{1000} \Rightarrow x = 4,8 \text{ g de NaOH}$$

2,08 g de NaOH ——— 1000 mL de solução

y ——— 1300 mL de solução

$$y = \frac{1300 \cdot 2,08}{1000} \Rightarrow y = 2,704 \text{ g de NaOH}$$

Na diluição, a massa de NaOH não muda.

Cálculo da concentração em g/L:

(4,8 + 2,704) g de NaOH ——— 2500 mL de solução

z ——— 1000 L de solução

$$z = \frac{1000 \cdot 7,504}{2500} \Rightarrow z \simeq 3,0 \text{ g de NaOH/L}$$

Alternativa **c**.

Exercícios

ATENÇÃO! Não escreva no seu livro!

34 (UFMG) O quadro a seguir apresenta as quantidades utilizadas na preparação de três soluções aquosas de permanganato de potássio, $KMnO_4$. Analise o quadro quanto às concentrações das soluções e assinale a alternativa correta.

Solução	Massa de $KMnO_4$ (g)	Volume da solução (mL)
I	4	100
II	6	300
III	12	200

X a) Se adicionarmos a solução II à solução III, a concentração final será menor que a da solução I.

b) Se adicionarmos 100 mL de água à solução I, a concentração final será a mesma da solução III.

c) A solução mais concentrada é a que tem o menor volume.

d) A solução mais diluída é a que tem a maior massa do soluto.

35 Um volume de 500 mL de solução de ácido sulfúrico, H_2SO_4(aq), 0,2 mol/L foi misturado com 300 mL de solução desse mesmo ácido a 0,6 mol/L. A concentração final da solução resultante será:

a) 0,28 mol/L. X c) 0,35 mol/L. e) 1,0 mol/L.
b) 2,8 mol/L. d) 3,5 mol/L.

36 Um aluno misturou 100 mL de uma solução **A** de cloreto de cálcio, $CaC\ell_2$, de concentração em massa igual a 30 g/L com 200 mL de outra solução **B** de $CaC\ell_2$ e obteve uma solução resultante de concentração em massa igual a 40 g/L. Despreze qualquer variação de volume que possa ter ocorrido e calcule a concentração em massa da solução **B**.

37 (UFS-SE) "Para obter 600 mL de solução 0,20 mol/L de NaOH, podem-se misturar 400 mL de solução **X** mol/L de NaOH com **Y** mL de solução 0,40 mol/L da mesma base."
Essa afirmação fica correta quando **X** e **Y** são substituídos, respectivamente, por:

a) 0,10 e 600. d) 0,20 e 400.
b) 0,10 e 400. e) 0,20 e 200.
X c) 0,10 e 200.

38 (Ufac) Qual a concentração de uma solução de hidróxido de sódio formada pela mistura de 60 mL de solução a 5 mol/L com 300 mL de solução a 2 mol/L?

a) 1,5 mol/L d) 3,5 mol/L
b) 2,0 mol/L e) 5,0 mol/L
X c) 2,5 mol/L

39 (UFRJ) Misturando-se 100 mL de solução aquosa 0,1 mol/L de $KC\ell$ com 100 mL de solução aquosa 0,1 mol/L de $MgC\ell_2$, as concentrações de íons K^{1+}, Mg^{2+} e $C\ell^{1-}$ na solução resultante serão, respectivamente:

a) 0,05 mol/L; 0,005 mol/L e 0,1 mol/L.
b) 0,04 mol/L; 0,04 mol/L e 0,12 mol/L.
c) 0,05 mol/L; 0,05 mol/L e 0,2 mol/L.
d) 0,1 mol/L; 0,15 mol/L e 0,2 mol/L.
X e) 0,05 mol/L; 0,05 mol/L e 0,15 mol/L.

40 (Fesp-PE) O volume de uma solução de hidróxido de sódio, NaOH, 1,5 mol/L que deve ser misturado a 300 mL de uma solução 2 mol/L da mesma base, a fim de torná-la solução 1,8 mol/L, é:

X a) 200 mL. d) 400 mL.
b) 20 mL. e) 350 mL.
c) 2000 mL.

6 Mistura de soluções que reagem entre si

Paulo Manzi/Arquivo da editora

A mistura de duas soluções que reagem entre si (*A* e *B*) dá origem a uma terceira solução (*C*), que é diferente de *A* e diferente de *B*.

A ilustração está fora de escala. Cores fantasia.

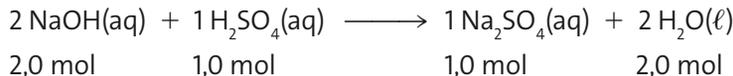
Quando misturamos soluções que reagem quimicamente entre si, podemos deduzir o que ocorreu na solução final utilizando a concentração em quantidade de matéria (mol/L). Nesse caso, é necessário encontrar a proporção estequiométrica de cada substância que reage e é produzida para calcular a concentração dos produtos na solução final (ou de algum eventual excesso de reagente).

Lembre-se de que a proporção estequiométrica é dada pelos coeficientes da reação química, que são os menores números inteiros que tornam a equação química corretamente balanceada, ou seja, com o mesmo número de átomos de cada elemento nos reagentes e nos produtos.

Suponha que uma solução de sulfato de sódio, Na_2SO_4(aq), foi obtida pela mistura de 2,0 L de solução aquosa de hidróxido de sódio, NaOH(aq), 2,5 mol/L com 3,5 L de solução aquosa de ácido sulfúrico, H_2SO_4(aq), 1,0 mol/L.

Considerando que a variação de volume na solução final é desprezível, o primeiro passo para determinar a concentração em quantidade de matéria do Na_2SO_4(aq) na solução final é montar a equação da reação corretamente balanceada para estabelecer a proporção exata em quantidade de matéria das substâncias que reagem e são produzidas:

$$2\ \text{NaOH(aq)} + 1\ H_2SO_4\text{(aq)} \longrightarrow 1\ Na_2SO_4\text{(aq)} + 2\ H_2O(\ell)$$

$$2{,}0\ \text{mol} \quad 1{,}0\ \text{mol} \quad 1{,}0\ \text{mol} \quad 2{,}0\ \text{mol}$$

Para então calcular a quantidade de matéria de cada reagente nas soluções iniciais:

NaOH:

2,5 mol de NaOH(aq) ———— 1 L de solução

x ———— 2 L de solução

$$x = \frac{2\ \cancel{L} \cdot 2{,}5\ \text{mol}}{1\ \cancel{L}} \Rightarrow x = 5{,}0\ \text{mol de NaOH(aq)}$$

H_2SO_4:

1,0 mol de H_2SO_4(aq) ———— 1 L de solução

y ———— 3,5 L de solução

$$y = \frac{3{,}5\ \cancel{L} \cdot 1{,}0\ \text{mol}}{1\ \cancel{L}} \Rightarrow y = 3{,}5\ \text{mol de } H_2SO_4\text{(aq)}$$

Agora podemos verificar se a quantidade de reagentes está dentro da proporção indicada pelos coeficientes da reação, ou seja, se não há reagente em excesso:

2,0 mol de NaOH(aq) ———— 1,0 mol de H_2SO_4(aq)

5,0 mol de NaOH(aq) ———— z

$$z = \frac{5{,}0 \cdot 1{,}0}{2{,}0} \Rightarrow z = \frac{5{,}0}{2{,}0} \Rightarrow z = 2{,}5\ \text{mol de } H_2SO_4\text{(aq)}$$

Assim, constatamos que existe um excesso de H_2SO_4(aq), pois como reagem apenas 2,5 mol de H_2SO_4(aq) e há 3,5 mol desse reagente disponível, resta um excesso de 1,0 mol de H_2SO_4(aq) na solução final; logo, o cálculo da quantidade de matéria de sulfato de sódio formado, Na_2SO_4(aq), deve ser feito em relação ao hidróxido de sódio, NaOH(aq), que **não está em excesso**.

Com isso, temos:

2,0 mol de NaOH(aq) ———— 1,0 mol de Na_2SO_4(aq)

5,0 mol de NaOH(aq) ———— α

$$\alpha = \frac{5{,}0 \cdot 1{,}0}{2{,}0} \Rightarrow \alpha = \frac{5{,}0}{2{,}0} \Rightarrow \alpha = 2{,}5 \text{ mol de } Na_2SO_4(aq)$$

Por fim, calculamos a concentração em quantidade de matéria do sulfato de sódio, Na_2SO_4(aq), na solução final, cujo volume, nesse caso, pode ser considerado igual à soma dos volumes de cada solução:

Volume final da solução = 2,0 + 3,5 $\Rightarrow$ V_f = 5,5 litros

2,5 mol de Na_2SO_4(aq) ———— 5,5 litros de solução

β ———— 1 litro de solução

$$\beta = \frac{1 \cdot 2{,}5}{5{,}5} \Rightarrow \beta = \frac{2{,}5}{5{,}5} \Rightarrow \beta \simeq 0{,}45 \text{ mol/L de } Na_2SO_4(aq)$$

Também é possível calcular a concentração do H_2SO_4(aq) na solução final:

1,0 mol (excesso) de H_2SO_4(aq) ———— 5,5 litros de solução

w ———— 1,0 litro de solução

$$w = \frac{1{,}0 \cdot 1{,}0}{5{,}5} \Rightarrow w = \frac{1{,}0}{5{,}5} \Rightarrow w \simeq 0{,}18 \text{ mol de } H_2SO_4(aq)/L$$

Curiosidade

A noção equivocada de falta de água

[Texto publicado em 24 de agosto de 2015.] A população da Região Metropolitana de São Paulo convive há meses com a perspectiva da falta de água. De fato, muitos bairros já relataram episódios de torneiras secas e a preocupação em relação às chuvas na região ainda é presente no cotidiano dos paulistanos. O que o professor Luis Antonio Bittar Venturi da Faculdade de Filosofia, Letras e Ciências Humanas (FFLCH) da USP vem tentando esclarecer, no entanto, é que falar em escassez hídrica é um erro, assim como culpar a falta de chuvas pela crise. [...]

Veja a seguir o que diz o professor:

"O que é finita é a capacidade do homem de captar, tratar e distribuir a água para assegurar o abastecimento. É absurdo dizer que a crise hídrica de São Paulo é causada pela falta de chuva, sendo que temos enormes reservatórios subutilizados. [...]

A crise hídrica, ou seja, quando se abre a torneira e não sai água, é sempre gerencial, e não natural. Há exemplos de países com muito menos recursos hídricos que o Brasil onde não falta água, como na própria Síria. [...]

A mídia mostra represas secando para ilustrar a ideia de que a água vai acabar. Pode até acabar na sua torneira, mas não por falta dela, e sim por incapacidade de se assegurar o abastecimento. [...]

O Brasil dispõe das maiores reservas superficiais e subsuperficiais de água doce (Bacias Amazônica e do Paraná; aquífero Alter do Chão e Guarani). Mesmo assim, a região Norte, de maior disponibilidade hídrica do mundo, é a região do Brasil onde se tem menos acesso à água potável. [...]

Deste modo, questões gerenciais são mais urgentes do que a introdução de novas tecnologias [...]."

Disponível em: <http://www5.usp.br/96406/geografo-da-fflch-alerta-sobre-nocao-equivocada-de-falta-de-agua/>. Acesso em: 23 set. 2015.

Exercício resolvido

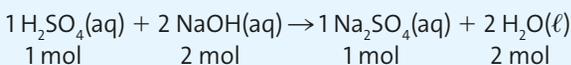
6 (Vunesp-SP) O eletrólito empregado em baterias de automóvel é uma solução aquosa de ácido sulfúrico. Uma amostra de 7,50 mL da solução de uma bateria requer 40,0 mL de hidróxido de sódio 0,75 mol/L para sua neutralização completa. Calcule a concentração em quantidade de matéria do ácido na solução da bateria.

Resolução

7,50 mL de H_2SO_4: ? mol/L + 40 mL de NaOH: 0,75 mol/L

Equação balanceada da neutralização total:

$$1\,H_2SO_4(aq) + 2\,NaOH(aq) \longrightarrow 1\,Na_2SO_4(aq) + 2\,H_2O(\ell)$$

1 mol — 2 mol — 1 mol — 2 mol

Quantidade de matéria de NaOH utilizada para neutralizar a solução da bateria:

0,75 mol de NaOH ———— 1 L de solução

X_B ———— 0,040 L de solução

$$X_B = \frac{0{,}040 \cdot 0{,}75}{1} \Rightarrow X_B = 0{,}03 \text{ mol de NaOH}$$

Cálculo da quantidade de matéria de H_2SO_4 necessária para neutralizar 0,03 mol de NaOH:

1 mol de H_2SO_4 ———— 2 mol de NaOH

X_A ———— 0,03 mol de NaOH

$$X_A = \frac{0{,}03 \cdot 1}{2} \Rightarrow X_A = 0{,}015 \text{ mol de } H_2SO_4$$

Cálculo da concentração em quantidade de matéria do ácido na solução da bateria:

0,015 mol de H_2SO_4 ———— 0,0075 L de solução

y ———— 1 L de solução

$$y = \frac{1 \cdot 0{,}015}{0{,}0075} \Rightarrow y = 2 \text{ mol de } H_2SO_4$$

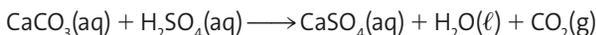
Concentração do ácido = 2 mol/L

Exercícios

41 Um volume igual a 10 mL de uma solução de NaOH(aq) foi totalmente neutralizado por 15 mL de solução de HCℓ(aq) 0,10 mol/L. Qual a concentração, em mol/L, da solução de NaOH(aq)?

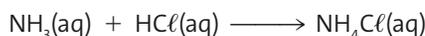
a) 1,5 b) 1,0 c) 0,75 d) 0,20 X e) 0,15

42 (UFF-RJ) O fenômeno da chuva ácida acontece quando existem poluentes, derivados de óxidos de nitrogênio e de enxofre, misturados nas gotículas de água que formam as nuvens. Dentre os sérios problemas que podem acontecer em decorrência dessa poluição está a ação dos ácidos sobre as estruturas de ferro, cimento, mármore, etc. Uma das reações que representam essa ação é:

$$CaCO_3(aq) + H_2SO_4(aq) \longrightarrow CaSO_4(aq) + H_2O(\ell) + CO_2(g)$$

O volume de ácido sulfúrico 0,50 mol/L que pode reagir com 25,0 g de carbonato de cálcio, nessa reação, é:

a) 50 mL.
b) 100 mL.
c) 200 mL.
X d) 500 mL.
e) 800 mL.

43 (PUC-MG) Alguns produtos de limpeza doméstica consistem basicamente de solução aquosa de amônia. Para reagir completamente com a amônia presente em 5,00 mL de amostra de um determinado produto de limpeza, foram necessários 30,0 mL de HCℓ(aq)1,0 mol/L segundo a reação:

$$NH_3(aq) + HC\ell(aq) \longrightarrow NH_4C\ell(aq)$$

A concentração de amônia, em mol/L, na amostra é:

a) 2,0. b) 3,0. c) 0,6. d) 0,3. X e) 6,0.

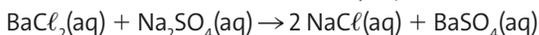
44 Resolva os problemas de laboratório a seguir:

a) Quantos mililitros de solução de HCℓ(aq) 0,02 mol/L são necessários para reagir completamente com 100 mL de solução aquosa 0,01 mol/L de $Ba(OH)_2(aq)$?
b) Quantos mililitros de solução aquosa de NaOH(aq) 1 mol/L são necessários para neutralizar completamente 5 mL de solução aquosa 0,1 mol/L de HCℓ(aq)?

45 (Ufop-MG) O bicarbonato de sódio frequentemente é usado como antiácido estomacal. Considerando que o suco gástrico contenha cerca de 250,0 mL de solução de HCℓ 0,1 mol/L, conclui-se que a massa, em gramas, de $NaHCO_3$ necessária para neutralizar o ácido clorídrico existente no suco gástrico é:

a) 1,2.
b) 1,4.
c) 1,8.
X d) 2,1.
e) 2,6.

46 (UFMG) Soluções aquosas de cloreto de bário e sulfato de sódio reagem formando um precipitado de sulfato de bário, de acordo com a equação:

$$BaC\ell_2(aq) + Na_2SO_4(aq) \longrightarrow 2\,NaC\ell(aq) + BaSO_4(aq)$$

Utilizando-se soluções 0,1 mol/L de $BaC\ell_2$ e 0,2 mol/L de Na_2SO_4, a maior quantidade de $BaSO_4$ será obtida quando forem misturados:

a) 10 mL de $BaC\ell_2$ e 2 mL de Na_2SO_4.
X b) 8 mL de $BaC\ell_2$ e 4 mL de Na_2SO_4.
c) 6 mL de $BaC\ell_2$ e 6 mL de Na_2SO_4.
d) 4 mL de $BaC\ell_2$ e 8 mL de Na_2SO_4.
e) 2 mL de $BaC\ell_2$ e 10 mL de Na_2SO_4.

7 Titulação de soluções

Uma das aplicações práticas mais importantes da mistura de soluções que reagem quimicamente é a possibilidade de calcular a concentração de uma solução *A* qualquer (solução problema) por meio da reação de um volume conhecido dessa solução *A* com um volume determinado experimentalmente de solução *B*, de concentração conhecida.

Esse procedimento experimental é denominado **titulação**.

> A titulação é utilizada para determinar a concentração de soluções por meio da reação química entre volumes conhecidos de uma solução problema com uma solução de concentração conhecida.

Os cálculos envolvidos na titulação de uma solução são feitos, em geral, com base na concentração em quantidade de matéria (mol/L).

Considere duas soluções genéricas, solução *X* e solução *Y*, e imagine que queremos determinar a concentração em quantidade de matéria da solução *X* (mol/L) a partir de um volume conhecido da solução *X* (V_X), fazendo-o reagir totalmente com o volume determinado experimentalmente da solução *Y* (V_Y) de concentração conhecida (em mol/L).

Para identificar o momento em que a reação entre as soluções *X* e *Y* foi finalizada, sem que haja sobra de nenhum dos reagentes em excesso – no denominado **ponto de viragem** –, usamos um indicador.

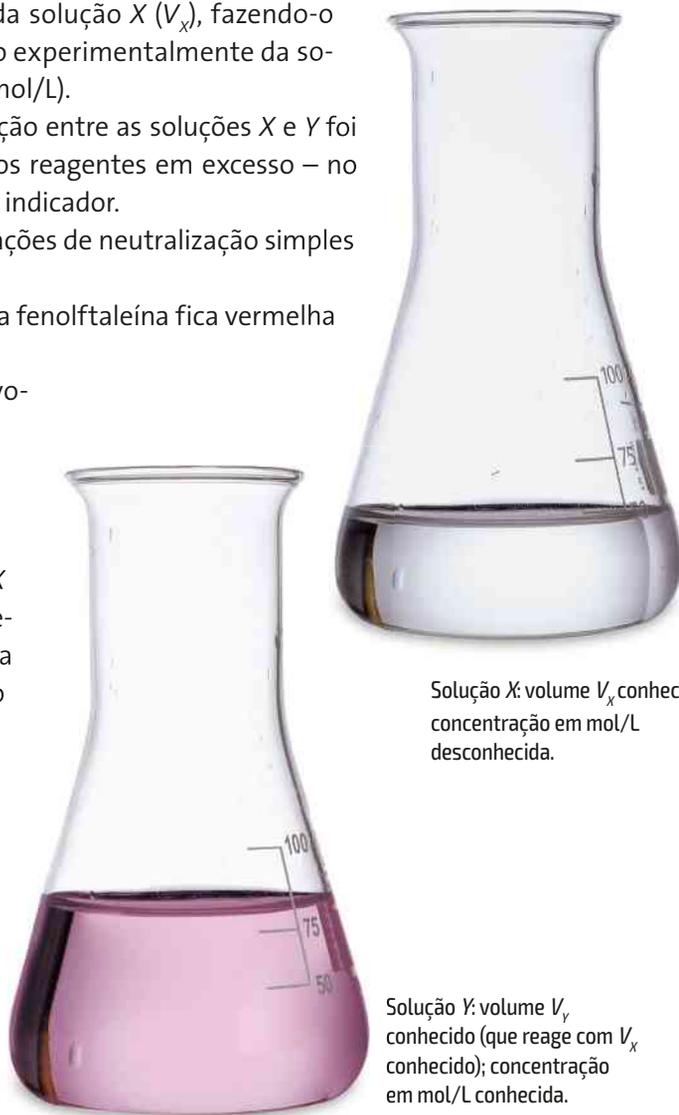
Um dos indicadores mais utilizados em reações de neutralização simples é a fenolftaleína.

Podemos considerar que, em meio básico, a fenolftaleína fica vermelha e, em meio ácido ou neutro, fica incolor.

Assim, por exemplo, se separarmos um volume conhecido V_X da solução *X* básica de concentração desconhecida e adicionarmos algumas gotas de fenolftaleína, a solução ficará vermelha.

Se adicionarmos, aos poucos, à solução *X* certa quantidade de solução *Y* ácida, provocaremos a neutralização progressiva da base contida em *X* até que, em determinado momento – o ponto de viragem –, toda a base tenha sido neutralizada e nenhum ácido terá sido adicionado em excesso. Nesse momento, a solução ficará incolor. A técnica da titulação consiste justamente em determinar o volume da solução *Y* que deve ser gasto para alcançar o ponto de viragem.

Determinando experimentalmente esse volume V_Y, podemos calcular a concentração em quantidade de matéria da solução *X*.

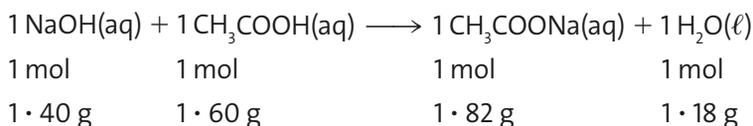
Fotos: Margreet de Groot/Shutterstock/Glow Images

Solução *X*: volume V_X conhecido; concentração em mol/L desconhecida.

Solução *Y*: volume V_Y conhecido (que reage com V_X conhecido); concentração em mol/L conhecida.

Considere o seguinte exemplo:

- (UnB-DF) Para sua completa neutralização, uma amostra de vinagre de 5,0 mL consumiu 25 mL de uma solução que contém 0,20 mol/L de NaOH. Supondo que o único componente ácido do vinagre seja o ácido acético, CH_3COOH, calcule a massa (em gramas) do ácido contido em 1 L de vinagre.

  O primeiro passo para resolver essa questão é escrever a equação química da reação balanceada entre as substâncias envolvidas:

$1\,NaOH(aq)$	$+\ 1\,CH_3COOH(aq)$	$\longrightarrow 1\,CH_3COONa(aq)$	$+\ 1\,H_2O(\ell)$
1 mol	1 mol	1 mol	1 mol
1 · 40 g	1 · 60 g	1 · 82 g	1 · 18 g

Calculamos então a massa de NaOH que havia no volume de solução que reagiu totalmente com o ácido acético do vinagre:

0,20 mol de NaOH ———— 1 L de solução

x ———— 0,025 L de solução

Montagem da titulação

$$x = \frac{0{,}025\,\cancel{L} \cdot 0{,}20\text{ mol}}{1\,\cancel{L}} \Rightarrow x = 0{,}005\text{ mol de NaOH}$$

1 mol de NaOH ———— 40 g de NaOH

0,005 mol de NaOH ———— y

$$y = \frac{0{,}005\,\cancel{\text{mol}} \cdot 40\text{ g}}{1\,\cancel{\text{mol}}} \Rightarrow y = 0{,}2\text{ g de NaOH}$$

Agora é possível calcular a massa de ácido acético que reagiu com a massa de 0,2 g de NaOH:

40 g de NaOH ———— 60 g de CH_3COOH

0,2 g de NaOH ———— z

$$z = \frac{0{,}2\text{ g} \cdot 60\,\cancel{\text{g}}}{40\,\cancel{\text{g}}} \Rightarrow z = 0{,}3\text{ g de }CH_3COOH$$

Procedimento para a realização de uma titulação

Por fim, calculamos a massa de ácido acético em 1 L de vinagre, o que nos fornece a concentração em g/L de CH_3COOH na solução:

0,3 g de CH_3COOH ———— 0,005 L de CH_3COOH (5 mL)

w ———— 1 L de CH_3COOH

$$w = \frac{1\,\cancel{L} \cdot 0{,}3\text{ g}}{0{,}005\,\cancel{L}} \Rightarrow w = 60\text{ g de }CH_3COOH$$

Concluímos também que a concentração em massa de ácido acético no vinagre é igual a 60 g/L e que, como a massa molar dessa substância é igual a 60 g/mol, a concentração em quantidade de matéria desse vinagre é igual a 1 mol/L.

Exercício resolvido

7 (UFPB) Uma massa igual a 4,0 g de uma base impura (40 g/mol) foi colocada em um balão de 100 mL. Em seguida, adicionou-se água destilada até completar o volume de 100 mL.
Na titulação de 25 mL dessa solução, foram gastos 20 mL de solução de um ácido de concentração 0,50 mol/L. Sabendo-se que as impurezas da base não reagem com o ácido e que a proporção de ácido com relação à base é de 1 mol para 2 mol, qual a porcentagem de pureza da base titulada?

a) 85%
b) 60%
c) 70%
d) 50%
e) 80%

Resolução

Cálculo da quantidade de matéria da base, NaOH, na solução impura (4 g/100 mL):

1 mol de NaOH (base) ——— 40 g

x ——— 4 g

$$x = \frac{4\ g \cdot 1\ mol}{40\ g} \Rightarrow x = 0{,}1 \text{ mol de NaOH}$$

Cálculo da quantidade de matéria da base, NaOH, nos 25 mL usados na titulação:

0,1 mol de NaOH (base) ——— 100 mL

y ——— 25 mL

$$y = \frac{25\ mL \cdot 0{,}1\ mol}{100\ mL} \Rightarrow y = 0{,}025 \text{ mol de NaOH}$$

Cálculo da quantidade de matéria do ácido gasto na titulação:

0,5 mol de ácido ——— 1000 mL

z ——— 20 mL

$$z = \frac{20\ mL \cdot 0{,}5\ mol}{1000\ mL} \Rightarrow z = 0{,}01 \text{ mol de ácido}$$

Proporção estequiométrica da reação:

ácido	+	base
1 mol		2 mol
0,01 mol		0,02 mol

Cálculo da quantidade de impurezas presentes na base:

Impurezas: $0{,}025 - 0{,}02 \Rightarrow$ Impurezas $= 0{,}005$ mol

Cálculo da porcentagem de impureza da base:

0,025 mol ——— 100% impurezas

0,005 mol ——— w

$$w = \frac{0{,}005 \cdot 100}{0{,}025} \Rightarrow w = 20\% \text{ de impurezas}$$

Logo, a porcentagem de pureza é de 80%.
Alternativa **e**.

Exercícios

47 (Vunesp-SP) Foi preparada em laboratório uma solução de ácido clorídrico, dissolvendo-se 0,73 g de cloreto de hidrogênio gasoso, $HC\ell(g)$, em água; o volume foi completado até 250 mL.
Um volume de 15,0 mL da solução desse ácido foi completamente neutralizado por 25,0 mL de hidróxido de cálcio, $Ca(OH)_2(aq)$.

a) Calcule a concentração da base, em mol/L.
b) Escreva a equação química da reação de neutralização e calcule o número de mols da base que foi neutralizado.

48 (Faap-SP) Um controle rápido sobre a condição de utilização de uma bateria de automóvel é a medida da densidade da solução aquosa de H_2SO_4 que a mesma contém, e que deve situar-se entre 1,25 g/mL e 1,30 g/mL. Outro ensaio, consistiria em retirar uma alíquota de 1 mL dessa solução que é colocada em erlenmeyer, diluída com água destilada, adicionada de indicador e titulada com solução aquosa de NaOH 1 mol/L.
Supondo que nessa titulação o volume de titulante gasto fosse de 26 mL, a concentração em mol/L da solução ácida da bateria testada, seria igual a:

a) 36.
b) 26.
X c) 13.
d) 18.
e) 2.

49 (UEMS) Um laboratorista preparou uma solução de NaOH e outra de $HC\ell$ ambas de concentração aproximadamente 0,1 mol · L^{-1}.
A solução de NaOH foi padronizada com um padrão primário e determinou-se que a concentração em quantidade de matéria real do NaOH era de 0,09 mol · L^{-1}.
Sabendo-se que na titulação de 5 mL de $HC\ell$ foram gastos 7 mL de NaOH padronizado, a concentração em quantidade de matéria real do $HC\ell$ é:

a) 0,064 mol · L^{-1}.
b) 0,071 mol · L^{-1}.
c) 0,140 mol · L^{-1}.
X d) 0,126 mol · L^{-1}.
e) 1,26 mol · L^{-1}.

CAPÍTULO 5 Propriedades coligativas

FOI NOTÍCIA!

Com estoque de água potável para só dois dias, Catar aposta em energia solar para dessalinização

"Por um lado, o Catar é o país com maior PIB *per capita* do mundo, por outro, é também o que possui menor quantidade de água potável por habitante. O estoque de água é para dois dias. Por isso, a necessidade constante de dessalinizar a água do mar: 75% dos 2 milhões de m³ consumidos no país vem deste processo.

A água é importante para ser consumida diretamente pelas pessoas, mas também pela agricultura. O país tem só 1% de terras agricultáveis e mais de 90% de seu alimento é importado. Fahad Bin Mohammed Al-Attiya, *chairman* do Programa de Segurança Alimentar do Catar, diz que por lei os fazendeiros devem usar tecnologia de ponta para produzir comida. E aí entra a dessalinização da água do mar.

A maioria dos pouco mais de 350 fazendeiros do país retira a água dos poucos lençóis freáticos e tem que dessalinizar a água que usar. Com o apoio do Banco do Desenvolvimento do Catar, é possível produzir vegetais pela hidroponia, sem o uso de solo (já que eles não têm solo agricultável, só fornecendo nutrientes e água para as plantas), e vender no mercado local a preços competitivos.

[...] Enquanto a utilização da energia solar para dessalinização da água não é uma realidade, as usinas usam gás. Na Qatar Eletricity and Watter Company são produzidos 3/4 de toda a energia e água usada no país. [...]

Riad Othman El-Talatini, que nos recebeu para mostrar a usina, foi claro ao declarar que eles têm gás e não precisam de energia solar. Já a eficiência parece não ser uma questão importante na usina. [...]

A água é retirada do mar, passa por um processo de limpeza com cloro e, depois da condensação, recebe minerais para se tornar potável.

E todo o sal retirado é aproveitado? Não, ele é devolvido ao mar. E isso não ameaçaria a vida marinha local, perguntei? 'Aí já é outro problema', respondeu. O mar do Golfo já é mais salgado que o do Mediterrâneo, por exemplo, com 44 ppm de sal. [...]"

FERREIRA, Lilian. Disponível em: <http://noticias.uol.com.br/meio-ambiente/ultimas-noticias/redacao/2012/06/11/com-estoque-de-agua-potavel-para-so-dois-dias-qatar-aposta-em-energia-solar-para-dessalinizacao.htm>. Acesso em: 13 out. 2015.

Doha, capital do Catar, concentra 85% da população do país. Note que o aumento da salinidade do mar pode comprometer a vida marinha local, além de alterar a densidade da água, modificando as correntes marítimas. Catar, 2014.

Raga Jose Fuste/ Prisma RM/ Glow Images

Você acabou de ler uma matéria sobre o Catar, que obtém 75% da água potável que utiliza por meio da dessalinização da água do mar. Você sabe quais os principais métodos para dessalinizar a água do mar?

1 O conceito de propriedades coligativas

Observe as imagens a seguir. Você já se fez estas perguntas?

Cecile Degremont/SPL/Latinstock

É possível conservar uma carne utilizando apenas sal? Por quê?

Imagebroker/Alamy/Other Images

É possível eliminar água de um alimento mantendo suas propriedades e nutrientes?

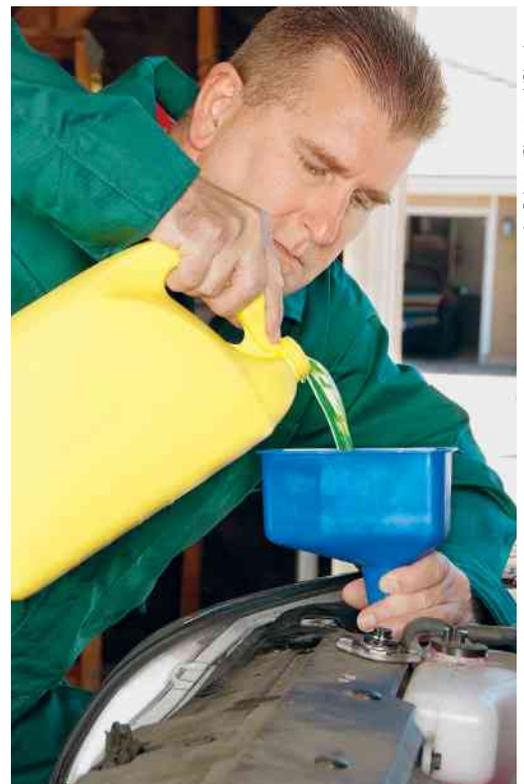
Cecile Degremont/SPL/Latinstock

É possível obter água potável da água do mar? Como?

Tbkmedia.de/Alamy/Other Images

Por que a água do mar permanece líquida mesmo quando a temperatura ambiente está abaixo de zero?

Sérgio Dotta/Arquivo da editora

Por que a água em ebulição para de ferver quando se joga sal ou açúcar sobre ela?

Joe Belanger/Shutterstock/Glow Images

É possível impedir que a água congele nos radiadores de automóveis em lugares muito frios?

A resposta para todas essas perguntas pode ser encontrada no estudo das propriedades coligativas.

E o que são propriedades coligativas?

Todo líquido puro apresenta determinadas propriedades, como pressão de vapor, ponto de ebulição, ponto de solidificação e pressão osmótica (capacidade de atravessar uma membrana porosa). Porém, quando um **soluto não volátil** é dissolvido nesse líquido, essas propriedades se modificam.

Propriedades coligativas são as propriedades do solvente que se modificam na presença de um soluto não volátil.

É importante, porém, deixar claro que tudo o que veremos a respeito das propriedades coligativas será referente às chamadas **soluções ideais**.

Soluções ideais são soluções diluídas de solutos não voláteis, nas quais não ocorre variação de volume nem troca de calor durante a dissolução do soluto no solvente e cujas interações soluto-solvente são consideradas iguais às interações soluto-soluto e solvente-solvente.

As **soluções reais** podem apresentar concentração mais elevada, solutos voláteis, variação de volume e troca de calor, ao serem preparadas, e interações soluto-solvente bem diferentes das interações iniciais soluto-soluto, solvente-solvente. Por essa razão, sofrem desvio considerável em seu comportamento em relação às soluções ideais.

O comportamento das soluções reais não será estudado neste livro.

Para soluções ideais, as propriedades coligativas dependem apenas do **número de partículas de soluto** presentes na solução, e não de sua natureza. As alterações nas propriedades coligativas da água são as mesmas se adicionarmos 1 mol de $NaC\ell$/kg de água, 1 mol de KBr/kg de água ou 1 mol de $AgNO_3$/kg de água (considerando grau de dissociação igual a 100% para todos os sais).

As alterações das propriedades coligativas (efeitos coligativos) serão as mesmas se o número de partículas adicionadas em determinado volume de solvente for o mesmo.

No estudo das propriedades coligativas sempre trabalhamos com **solutos não voláteis**, ou seja, que não evaporam junto ao solvente – como ocorreria com o álcool etílico dissolvido em água –, pois nesse caso não valem as relações que vamos estudar.

E quais são os principais efeitos coligativos?

- Diminuição da pressão de vapor do líquido na solução em relação à pressão de vapor do líquido puro.
- Aumento da temperatura de ebulição do líquido na solução em relação à temperatura de ebulição do líquido puro.
- Diminuição da temperatura de congelamento do líquido na solução em relação à temperatura de congelamento do líquido puro.
- Aumento da pressão osmótica do solvente em direção à solução mais concentrada.

Cálculo do número de partículas dissolvidas

Como o efeito coligativo depende do número de partículas de soluto distribuídas no solvente, é importante perceber que para uma **mesma quantidade de matéria** de um soluto molecular e de um soluto iônico (ou capaz de formar íons), dissolvidos em determinado volume de solvente, **o número de partículas final na solução iônica será sempre maior e, portanto, o efeito coligativo na solução iônica será sempre mais intenso**.

Por exemplo, a glicose, $C_6H_{12}O_6(s)$, um açúcar simples, é uma substância molecular muito solúvel em água, de massa molar igual a 180 g/mol.

Segundo a constante de Avogadro: 1 mol de partículas (átomos, íons ou moléculas) equivale a aproximadamente $6{,}02 \cdot 10^{23}$ partículas.

Se dissolvermos 180 g de glicose na água, obteremos uma solução aquosa de glicose com 1 mol ou $6{,}02 \cdot 10^{23}$ moléculas de glicose.

$$\underset{6{,}02 \cdot 10^{23}\ \text{moléculas}}{1\,C_6H_{12}O_6(s)} \longrightarrow \underset{6{,}02 \cdot 10^{23}\ \text{moléculas}}{1\,C_6H_{12}O_6(aq)}$$

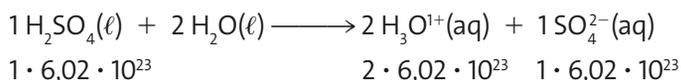
```
H    O
 \  //
   C
   |
H — C — OH
   |
HO — C — H
   |
H — C — OH
   |
H — C — OH
   |
  H2C — OH
```

A solubilidade da glicose (fórmula acima) na água pode ser explicada pelo estabelecimento de várias ligações de hidrogênio entre as moléculas de glicose e de água em virtude dos vários grupos — OH da molécula de glicose (aldo-hexose).

Já o ácido sulfúrico, $H_2SO_4(aq)$, cuja massa molar é 98 g/mol, reage com a água formando íons. Na temperatura de 18 °C, possui grau de ionização $\alpha = 0{,}61$ ou 61%.

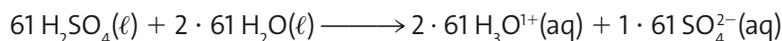
Se dissolvermos 98 g de ácido sulfúrico na água, obteremos uma solução aquosa de ácido sulfúrico com um número de partículas dissolvidas bem maior do que 1 mol ou $6{,}02 \cdot 10^{23}$ partículas.

Observe a reação de ionização do ácido sulfúrico na água, considerando $\alpha = 100\%$

$$\underset{1 \cdot 6{,}02 \cdot 10^{23}}{1\,H_2SO_4(\ell)} + 2\,H_2O(\ell) \longrightarrow \underset{2 \cdot 6{,}02 \cdot 10^{23}}{2\,H_3O^{1+}(aq)} + \underset{1 \cdot 6{,}02 \cdot 10^{23}}{1\,SO_4^{2-}(aq)}$$

Se $\alpha = 100\%$, $1 \cdot 6{,}02 \cdot 10^{23}$ moléculas de ácido gerariam $3 \cdot 6{,}02 \cdot 10^{23}$ íons. Como $\alpha\% = 61\%$, concluímos que de cada 100 moléculas de ácido sulfúrico que entram em contato com a água apenas 61 ionizam, enquanto 39 permanecem na forma molecular.

Total de partículas em solução para cada 100 dissolvidas a 18 °C: 39 de $H_2SO_4(\ell)$ que não ionizam + 122 $H_3O^{1+}(aq)$ + 61 SO_4^{2-} (aq) = 222 partículas.

Observe:

$$61\,H_2SO_4(\ell) + 2 \cdot 61\,H_2O(\ell) \longrightarrow 2 \cdot 61\,H_3O^{1+}(aq) + 1 \cdot 61\,SO_4^{2-}(aq)$$

Nas condições descritas, cada 100 moléculas de $H_2SO_4(\ell)$ que são dissolvidas na água, resultam em 222 partículas em solução.

100 moléculas dissolvidas ———— 222 partículas

$6{,}02 \cdot 10^{23}$ moléculas dissolvidas ———— x

$$x = \frac{6{,}02 \cdot 10^{23} \cdot 222}{100} \quad \Rightarrow \quad x = 1{,}34 \cdot 10^{24}\ \text{partículas}$$

Por isso, mesmo que o soluto iônico (ou capaz de formar íons) não tenha grau de ionização igual a 100%, em comparação a um soluto molecular na mesma quantidade de matéria, o soluto iônico provoca um efeito coligativo mais intenso no solvente.

$$\frac{\text{Partículas de 1 mol de } H_2SO_4}{\text{Partículas de 1 mol de } C_6H_{12}O_6} = \frac{1{,}34 \cdot 10^{24}}{6{,}02 \cdot 10^{23}} = 2{,}22$$

2 Tonoscopia

Todo sistema que contém um líquido está sujeito à evaporação – passagem das moléculas do estado líquido para o vapor.

No caso da água a evaporação ocorre quando uma molécula localizada na superfície do sistema adquire energia suficiente para romper as ligações intermoleculares (ligações de hidrogênio) feitas com outras moléculas, escapando para fora do líquido.

Sistema fechado é aquele em que não há troca de matéria com o meio ambiente.

Em um sistema fechado, a cada temperatura atinge-se um grau de saturação em que o número de moléculas no estado vapor é máximo e não se altera mais.

Isso não significa que as moléculas de água da superfície do líquido parem de evaporar: significa simplesmente que, se uma molécula de água passar de líquida para vapor, simultaneamente outra molécula de água passará de vapor para líquida.

É o que chamamos equilíbrio dinâmico.

$$H_2O(\ell) \rightleftharpoons H_2O(v)$$

Qualquer substância, sólida ou líquida, em temperatura diferente de 0 K (zero absoluto), possui pressão de vapor característica que aumenta com o aumento da temperatura. A água no estado sólido, por exemplo, possui a −10 °C pressão de vapor igual a 2,149 mmHg.

Para um recipiente fechado, onde coexistem em equilíbrio os estados líquido e vapor de determinada substância, podemos definir:

A pressão máxima de vapor da substância é a maior pressão que seus vapores exercem em determinada temperatura.

A tabela a seguir traz os valores da pressão máxima de vapor de água correspondentes a cada temperatura num intervalo de 0 °C a 100 °C.

Pressão de vapor da água

Temperatura/ °C	0	10	20	30	40	50	60	70	80	90	100
Pressão/ mmHg	4,579	9,209	17,535	31,824	55,324	92,510	149,380	233,700	355,100	525,760	760,000

RUSSEL, John Blair. *Química geral*: volumes 1 e 2. [General Chemistry, 2nd ed. (inglês)]. Tradução e revisão de Márcia Guekeziam. 2. ed. reimpr. São Paulo: Person Makron Books, 2013.

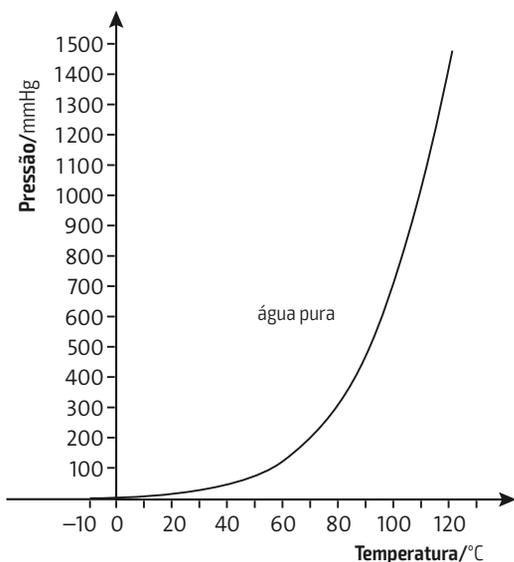
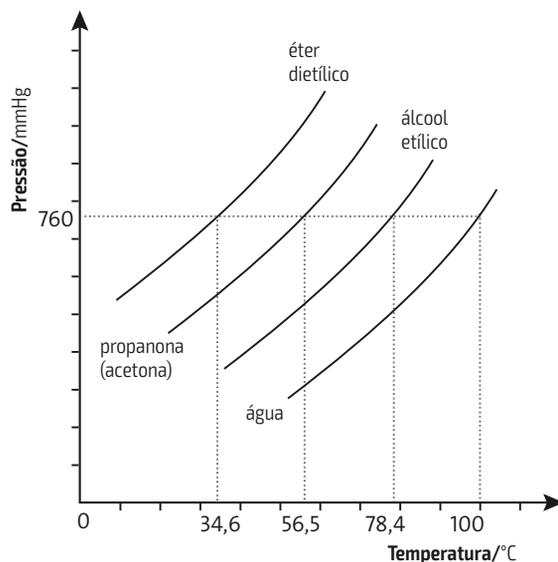
Quando a pressão máxima de vapor se iguala à pressão externa local, o líquido entra em ebulição. É por isso, por exemplo, que a água sob pressão de 760 mmHg (pressão ao nível do mar) entra em ebulição a 100 °C.

Se variarmos a pressão externa a que o líquido está sujeito, sua temperatura de ebulição irá variar. Por exemplo, sob pressão de 9,209 mmHg, a água entra em ebulição a 10 °C.

Construindo-se um gráfico da pressão máxima de vapor de água em função da temperatura (dados da tabela acima), obtemos uma curva característica denominada hipérbole (gráfico 1).

Considerando-se diversos líquidos diferentes, o que tiver a maior pressão de vapor será mais volátil e terá menor ponto de ebulição que os demais, isto é, necessitará de menos energia para igualar sua pressão de vapor à pressão externa local.

Veja no gráfico 2, a seguir, a curva de tonoscopia de algumas substâncias.

1 Curva de tonoscopia da água pura

2 Curvas de tonoscopia de algumas substâncias

Curiosidade

Como funciona a panela de pressão?

Como a temperatura de ebulição das substâncias depende da pressão atmosférica local, em lugares de grande altitude as substâncias entram em ebulição a temperaturas mais baixas que no nível do mar. Isso traz uma série de consequências, entre elas a dificuldade de cozinhar alimentos, como ovo e arroz, e de preparar bebidas quentes, como café e chá.

Uma das maneiras de se resolver parte desses problemas é usar a panela de pressão.

A panela de pressão é um sistema constituído de uma panela com tampa. Entre essa tampa e a panela há uma borracha cuja função é vedar totalmente o conjunto para que o espaço permaneça hermeticamente fechado. Isso impede que o vapor de água que se forma quando aquecemos a panela escape para o exterior. Desse modo, a pressão interna da panela vai aumentando progressivamente até certo limite quando começa a empurrar o pino, que geralmente fica no centro da tampa da panela. Nesse momento, a pressão se estabiliza (para de aumentar porque qualquer vapor em excesso é liberado pelo pino). Geralmente as panelas de pressão ainda possuem uma válvula de segurança que só abre em situações extremas, como quando o pino central entope e a panela está prestes a explodir.

Verifica-se na prática que a temperatura interna da panela de pressão atinge valores de cerca de 120 °C. Para essa temperatura, calcula-se teoricamente que a pressão interna da panela atinja valores entre 1,44 atm e 2 atm. Uma panela comum cozinha no máximo a cerca de 100 °C (no nível do mar). Como a temperatura de cozimento na panela de pressão é maior, alguns alimentos, como o feijão, cozinham mais depressa com o uso da panela de pressão.

Panela de pressão

Pressão máxima de vapor na solução

Quando usamos um aromatizador de ambientes em nossa casa, o perfume se espalha porque as moléculas responsáveis pelo aroma conseguem escapar do líquido, passando para o estado de vapor, e se espalham no ambiente. Quanto maior a temperatura ambiente, mais forte sentimos o aroma, porque maior é a velocidade de escape das moléculas.

Na superfície livre de uma substância pura, só existem partículas dessa substância e, portanto, a probabilidade de escape de partículas para a fase gasosa é a mesma em qualquer ponto da superfície.

Porém, em uma solução de soluto não volátil também existirão na superfície livre partículas do soluto, o que diminui a probabilidade de escape de partículas do solvente para a fase gasosa, diminuindo assim a pressão de vapor do solvente.

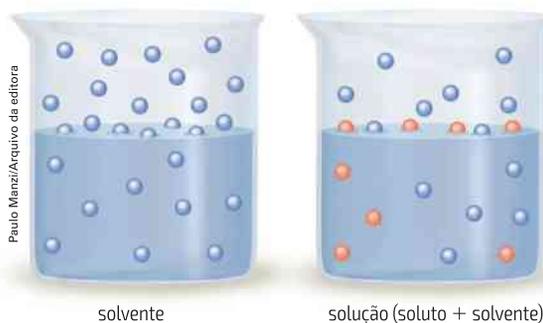
Africa Studio/Shutterstock

Aromatizador de ambientes

A ilustração ao lado é apenas um modelo. Não é possível observar as partículas de solvente e de soluto nem mesmo em um ultramicroscópio. As cores são fantasia. Átomos e moléculas não têm cor.

Paulo Manzi/Arquivo da editora

solvente

solução (soluto + solvente)

Como as partículas de soluto não passam à fase vapor, elas diminuem a área de superfície que as moléculas de solvente teriam para escapar.

Por exemplo, se adicionarmos um soluto não volátil e miscível à água, formando uma solução aquosa diluída, observaremos experimentalmente que **a pressão máxima de vapor da água na solução será menor que a pressão máxima de vapor da água pura**. Isso ocorre porque as partículas de soluto “bloqueiam, atrapalham” o escape das moléculas de água do sistema, diminuindo o número de moléculas que evaporam num determinado intervalo de tempo e, portanto, diminuindo a pressão de vapor da água no recipiente.

Assim, a tonoscopia estuda o abaixamento da pressão máxima de vapor de um solvente causado pela adição de um soluto não volátil.

A pressão de vapor do solvente na solução é sempre menor que a do respectivo solvente puro.

A tabela a seguir mostra como o aumento progressivo do número de partículas de sacarose dissolvidas numa mesma quantidade de água vai diminuindo progressivamente a pressão de vapor desse solvente.

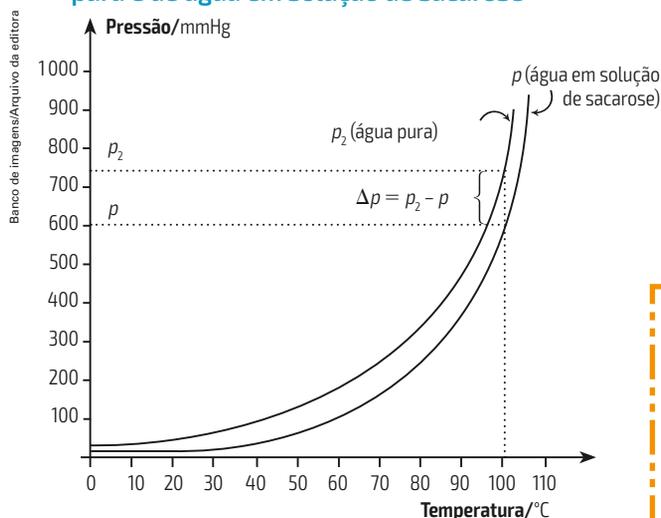
Composição da solução quantidade de matéria (*n*) de sacarose /kg de água	**Pressão de vapor/**mmHg	
	$H_2O_{solução}$	H_2O_{pura}
$1{,}0 \cdot 10^{-2}$	759,7	760,0
$5{,}0 \cdot 10^{-2}$	759,3	760,0
$1{,}0 \cdot 10^{-1}$	758,6	760,0
$2{,}0 \cdot 10^{-1}$	757,3	760,0
$5{,}0 \cdot 10^{-1}$	753,2	760,0
$8{,}0 \cdot 10^{-1}$	749,2	760,0

Fonte: PERRY, Robert H.; GREEN, Don W. *Perry's Chemical Engineer's Handbook*. 6. ed. Kansas: McGraw-Hill, 1984. (Chemical Engineering Series).

Observe que a pressão de vapor da água pura a 100 °C é 760 mmHg e vai diminuindo conforme aumenta o número de partículas de soluto dissolvidas, como mostra a tabela acima.

No gráfico abaixo temos duas curvas: uma da pressão máxima de vapor de **água pura** × t/°C e outra da pressão máxima de vapor de **água na solução de sacarose** × t/°C.

Curvas de pressão máxima de vapor da água pura e de água em solução de sacarose

Banco de imagens/Arquivo da editora

Podemos observar que as características das duas curvas são bem parecidas.

Essa similaridade das curvas que é observada vale para qualquer conjunto solvente puro + solvente na solução.

As curvas do solvente puro e da solução ideal são praticamente equidistantes (mantêm uma distância constante uma da outra).

A distância entre as curvas depende apenas do número de partículas do soluto: quanto menor for o número de partículas do soluto, mais próximas as curvas se situarão.

Veja como a pressão atmosférica varia com a altitude e como isso afeta a temperatura de ebulição da água (t/°C).

Local	**Altitude/**m	**P/**mmHg	***t*/**°C
Monte Everest	8 848	240	71
Lhasa, Tibete	3 650	392,4	87
Quito, Equador	2 820	474,9	90
Denver, Colorado	1 731	599,0	95
Tóquio, Japão (nível do mar)	0	760,0	100
Mar Morto, Jordânia (abaixo do nível do mar)	−416	799,5	101

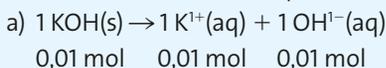
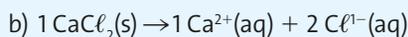
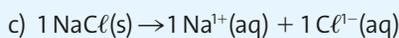
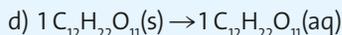
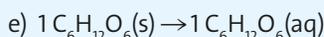
Como a pressão atmosférica varia conforme a altitude local, convencionou-se que a pressão medida ao nível do mar na temperatura de 0 °C e a exatamente 45° de latitude é denominada **pressão normal** e recebe, por convenção, o valor de 1 atmosfera (1 atm).

Exercício resolvido

1 (FCMSCSP) À mesma temperatura, qual das soluções indicadas abaixo tem **maior** pressão de vapor?

a) Solução aquosa 0,01 mol/L de hidróxido de potássio.
b) Solução aquosa 0,01 mol/L de cloreto de cálcio.
c) Solução aquosa 0,1 mol/L de cloreto de sódio.
d) Solução aquosa 0,1 mol/L de sacarose.
e) Solução aquosa 0,2 mol/L de glicose.

Resolução

A pressão de vapor da solução é tanto maior quanto menor for o número de partículas de soluto dissolvidas. Considerando $\alpha\% = 100\%$, para todas as soluções temos:

a) $1\,KOH(s) \rightarrow 1\,K^{1+}(aq) + 1\,OH^{1-}(aq)$
0,01 mol 0,01 mol 0,01 mol
Total: 0,02 mol de partículas em solução.

b) $1\,CaC\ell_2(s) \rightarrow 1\,Ca^{2+}(aq) + 2\,C\ell^{1-}(aq)$
0,01 mol 0,01 mol 0,02 mol
Total: 0,03 mol de partículas em solução.

c) $1\,NaC\ell(s) \rightarrow 1\,Na^{1+}(aq) + 1\,C\ell^{1-}(aq)$
0,1 mol 0,1 mol 0,1 mol
Total: 0,2 mol de partículas em solução.

d) $1\,C_{12}H_{22}O_{11}(s) \rightarrow 1\,C_{12}H_{22}O_{11}(aq)$
0,1 mol 0,1 mol
Total: 0,1 mol de partículas em solução.

e) $1\,C_6H_{12}O_6(s) \rightarrow 1\,C_6H_{12}O_6(aq)$
0,2 mol 0,2 mol
Total: 0,2 mol de partículas em solução.

Alternativa **a**.

Exercícios

1 (PUC-MG) Tendo em vista o momento em que um líquido se encontra em equilíbrio com seu vapor, leia atentamente as afirmativas abaixo:

I. A evaporação e a condensação ocorrem com a mesma velocidade.
II. Não há transferência de moléculas entre o líquido e o vapor.
III. A pressão de vapor do sistema se mantém constante.
IV. A concentração do vapor depende do tempo.

Das afirmativas acima, são corretas:

X a) I e III.
b) II e IV.
c) II e III.
d) I e II.
e) III e IV.

2 (Vunesp-SP) A uma dada temperatura, possui a menor pressão de vapor a solução aquosa:

a) 0,1 mol/L de sacarose, $C_{12}H_{22}O_{11}$.
b) 0,2 mol/L de sacarose, $C_{12}H_{22}O_{11}$.
c) 0,1 mol/L de ácido clorídrico, $HC\ell$.
X d) 0,2 mol/L de ácido clorídrico, $HC\ell$.
e) 0,1 mol/L de hidróxido de sódio, NaOH.

3 (UFRGS-RS) Ao preparar-se soro caseiro para ser servido a crianças de uma creche, utilizou-se 1 mol de sacarose, $C_{12}H_{22}O_{11}$, e 0,5 mol de cloreto de sódio, $NaC\ell$, com água suficiente para se obterem cerca de 5 litros de soro. O número total de partículas dos dois solutos presentes nessa solução é cerca de:

a) $1,5 \cdot 10^{23}$.
b) $3,0 \cdot 10^{23}$.
c) $6,0 \cdot 10^{23}$.
X d) $1,2 \cdot 10^{23}$.
e) $9,0 \cdot 10^{23}$.

4 (UFMG) Um balão de vidro, que contém água, é aquecido até que essa entre em ebulição.

Quando isso ocorre:

- desliga-se o aquecimento e a água para de ferver;
- fecha-se, imediatamente, o balão; e, em seguida,
- molha-se o balão com água fria; então,
- a água, no interior do balão, volta a ferver por alguns segundos.

Assim sendo, é correto afirmar que, imediatamente após o balão ter sido molhado, no interior dele:

a) a pressão de vapor de água aumenta.
b) a pressão permanece constante.
c) a temperatura da água aumenta.
X d) a temperatura de ebulição da água diminui.

5 (ITA-SP) Qual das opções abaixo contém a sequência correta de ordenação da pressão de vapor saturante das substâncias CO_2, Br_2 e Hg, na temperatura de 25 °C?

X a) $pCO_2 > pBr_2 > pHg$
b) $pCO_2 \cong pBr_2 \cong pHg$
c) $pBr_2 > pCO_2 \cong pHg$
d) $pCO_2 \cong pBr_2 > pHg$
e) $pBr_2 > pCO_2 > pHg$

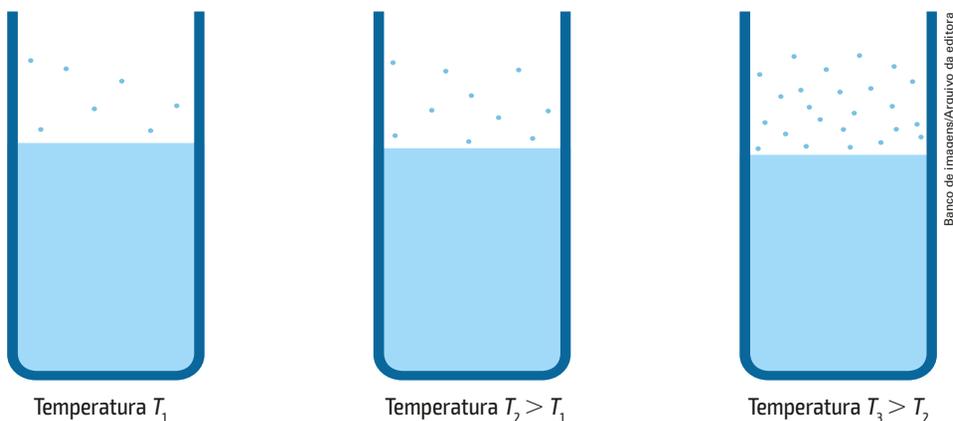
6 (UFPI) Temos uma solução de partes iguais de água, éter etílico e etanol (álcool comum) em um recipiente fechado. As pressões parciais dos vapores dos líquidos estão na seguinte ordem crescente:

a) etanol, água, éter.
X b) água, etanol, éter.
c) éter, álcool, água.
d) éter, água, álcool.
e) água, éter, álcool.

3 Ebulioscopia

Considere os recipientes abertos (pressão local de 1 atm), esquematizados abaixo, contendo água pura em temperaturas diferentes:

Temperatura T_1

Temperatura $T_2 > T_1$

Temperatura $T_3 > T_2$

Banco de imagens/Arquivo da editora

Como a pressão sobre todos os recipientes é a mesma, 1 atm, a pressão máxima de vapor de água só depende da temperatura.

A temperatura está relacionada à agitação térmica das partículas (moléculas ou íons) que constituem a substância. É diretamente proporcional à energia cinética média dessas partículas; a diferença é que a temperatura não depende da massa, enquanto a energia cinética depende.

Assim:

> Quanto maior a temperatura, maior a agitação das moléculas e maior a pressão de vapor da substância na fase líquida.

A uma mesma temperatura, a pressão de vapor do solvente em uma solução de soluto não volátil é sempre menor que a pressão de vapor do solvente puro.

Isso ocorre porque a energia necessária para que as moléculas do solvente passem da fase líquida para a fase vapor é maior numa solução (as partículas de soluto diminuem a probabilidade de escape ou evaporação das partículas de solvente), portanto:

> A temperatura em que se inicia a ebulição do solvente em uma solução de soluto não volátil é sempre maior que a temperatura de ebulição do solvente puro (sob mesma pressão).

Esse é o objeto de estudo da ebulioscopia.

> A ebulioscopia estuda o aumento do ponto de ebulição do solvente causado pela adição de um soluto não volátil.

Pressão máxima de vapor e ebulição

Considere um determinado volume de água submetida a uma pressão externa de 760 mmHg.

- Para que a água entre em ebulição, é necessário que sua pressão de vapor atinja 760 mmHg, ou seja, iguale-se à pressão externa, o que ocorrerá na temperatura de 100 °C.
- Adicionando-se à água em ebulição um soluto não volátil, a solução resultante terá uma pressão de vapor menor do que 760 mmHg, logo, menor do que a pressão externa e a ebulição será interrompida.
- A água da solução só entrará em ebulição novamente se receber energia suficiente para que sua pressão de vapor volte a se igualar à pressão externa, o que ocorrerá numa temperatura superior a 100 °C.

A tabela a seguir mostra como o aumento do número de partículas de sacarose, $C_{12}H_{22}O_{11}$, dissolvidas em certa massa de água faz diminuir a pressão de vapor na solução e aumentar o ponto de ebulição.

Variação da pressão de vapor e da temperatura de ebulição em função da composição de uma solução de sacarose

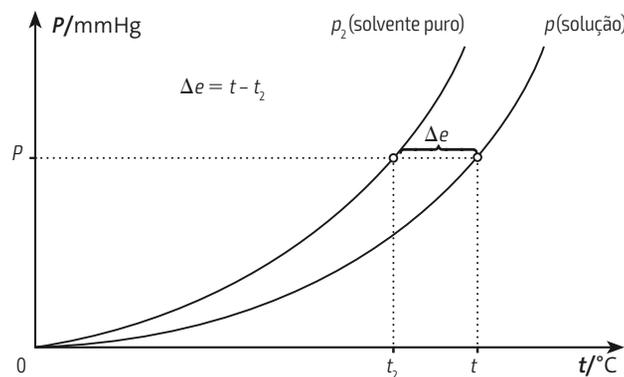
Composição da solução (quantidade de matéria de sacarose, $C_{12}H_{22}O_{11}$, por kg de água, H_2O)	Pressão de vapor (mmHg a 100 °C)		Temperatura de ebulição (°C a 760 mmHg)	
	Água pura	Água na solução	Água pura	Água na solução
$1,0 \cdot 10^{-2}$	760,0	759,7	100	100,01
$5,0 \cdot 10^{-2}$	760,0	759,3	100	100,03
$1,0 \cdot 10^{-1}$	760,0	758,6	100	100,05
$2,0 \cdot 10^{-1}$	760,0	757,3	100	100,10
$5,0 \cdot 10^{-1}$	760,0	753,2	100	100,26
$8,0 \cdot 10^{-1}$	760,0	749,2	100	100,42

Fonte: PERRY, Robert H.; GREEN, Don W. *Perry's Chemical Engineer's Handbook*. 6. ed. Kansas: McGraw-Hill, 1984. (Chemical Engineering Series).

Conforme o solvente evapora, a concentração da solução aumenta progressivamente. Por isso, considera-se **temperatura de ebulição da água na solução a temperatura em que a ebulição tem início**.

O gráfico abaixo mostra a variação da pressão de vapor em função da temperatura do solvente puro e de uma solução desse solvente. Note a variação dos pontos de ebulição, Δe, entre as duas curvas.

> Observe que a água pura entra em ebulição a 100 °C quando a pressão atmosférica é de 760 mmHg e que essa temperatura vai aumentando conforme aumenta o número de partículas de soluto dissolvidas, como mostra a tabela acima.

Variação de pressão de vapor do solvente puro e de uma solução desse solvente em função da temperatura

Banco de imagens/Arquivo da editora

Exercício resolvido

2 (Uespi) Quando as manicures estão retirando os esmaltes das unhas das suas clientes, elas usam uma solução removedora à base de **acetona**. Quando entramos em um hospital sentimos um cheiro característico de **éter**. Quando estamos abastecendo o carro com **álcool** estamos usando um combustível alternativo. A ordem crescente de pressão de vapor para essas três substâncias destacadas no texto será:

Dados: temperatura de ebulição sob 1 atm (acetona = 56,5 °C, éter = 34,6 °C e álcool combustível = 78,5 °C).

a) éter < álcool < acetona.

b) éter < acetona < álcool.

c) álcool < acetona < éter.

d) álcool < éter < acetona.

e) acetona < éter < álcool.

Resolução

Quanto menor a temperatura de ebulição, maior a volatilidade do composto e, portanto, maior sua pressão de vapor, assim o éter comum, $CH_3CH_2—O—CH_2CH_3$, a acetona, $CH_3CH_2—OH$ (etanol) são compostos voláteis cujas pressões de vapor crescem na ordem: álcool < acetona < éter. A menor pressão de vapor do etanol é justificada pela formação de ligações intermoleculares do tipo pontes de hidrogênio.

Alternativa **c**.

Exercícios

ATENÇÃO!
Não escreva no seu livro!

7 (Fatec-SP) Se a água contida em um béquer está fervendo e o termômetro acusa a temperatura de 97 °C, pode-se afirmar que:

a) a temperatura de ebulição independe da pressão ambiente.

b) existe algum soluto dissolvido na água, o que abaixa a temperatura de ebulição.

c) nessa temperatura, a pressão de vapor de água é menor do que a pressão ambiente.

d) nessa temperatura, estão sendo rompidas ligações intermoleculares e interatômicas.

X e) nessa temperatura, a pressão de vapor de água é igual à pressão ambiente.

8 (UFMG) Duas panelas de pressão iguais, uma aberta e outra fechada, foram comparadas quanto às condições de cozimento de uma mesma quantidade de certo alimento. Ambas estavam ao nível do mar e à mesma temperatura. Foram submetidas à mesma fonte de aquecimento e continham a mesma quantidade de água. Observou-se, então, que:

- a água, na panela aberta, entrou em ebulição em menos tempo que na panela fechada;
- o cozimento do alimento foi mais rápido na panela fechada que na panela aberta.

Considerando-se essas observações, é incorreto afirmar:

X a) que a panela fechada requer mais tempo para atingir a pressão atmosférica em seu interior.

b) que a pressão de vapor da água em ebulição na panela fechada é maior que a pressão atmosférica.

c) que a temperatura de ebulição da água na panela fechada é maior que 100 °C.

d) que o cozimento na panela fechada se passa em temperatura mais elevada que na panela aberta.

9 (UFPR) Considere dois procedimentos distintos no cozimento de feijão. No procedimento A, foi usada uma panela de pressão contendo água e feijão, e no procedimento B foi usada uma panela de pressão contendo água, feijão e sal de cozinha. Com relação a esses procedimentos, é correto afirmar:

X a) O cozimento será mais rápido no procedimento B, devido ao aumento do ponto de ebulição da solução B.

b) O cozimento será mais rápido no procedimento A, devido ao aumento do ponto de ebulição da solução B.

c) O cozimento será mais rápido no procedimento A, devido à sublimação sofrida pelo sal de cozinha.

d) O cozimento será mais rápido no procedimento B, devido à sublimação sofrida pelo sal de cozinha.

e) O tempo de cozimento será o mesmo nos procedimentos A e B.

10 (UFPE) Foi observado que o cozimento de meio quilo de batatas em 1 litro de água é mais rápido se adicionarmos 200 g de sal à água do cozimento. Considere as seguintes possíveis explicações para o fato:

I. A adição de sal provoca um aumento da temperatura de ebulição da água.

II. A adição de sal provoca um aumento da pressão de vapor.

III. O sal adicionado não altera a temperatura de ebulição da água, mas reage com o amido das batatas.

Está(ão) correta(s) a(s) explicação(ões):

X a) I apenas.

b) II apenas.

c) III apenas.

d) I e II apenas.

e) I, II e III.

Curiosidade

Quem congela primeiro: água quente ou água fria?

Se você colocar no congelador dois copos iguais, um cheio de água da torneira a temperatura ambiente, a 25 °C, e outro cheio de água recém-fervida em uma chaleira, a 70 °C, qual deles vai congelar primeiro?

Nesse caso, por incrível que pareça, a água a 70 °C vai congelar primeiro.

Mas, por que isso acontece?

Porque quando fervemos a água ela perde grande parte do ar que estava dissolvido nela. Esse ar é liberado quando as bolhas arrebentam na superfície do líquido durante o processo de ebulição.

Como o ar é um mau condutor de calor, quando está dissolvido na água dificulta as trocas de calor com o meio ambiente e, portanto, dificulta a perda de calor que a água precisa sofrer para que ocorra o congelamento.

Por essa mesma razão, o gelo formado a partir de uma água previamente fervida é mais denso do que aquele que se obtém com água de torneira (que não foi fervida).

Em países muito frios, o que não é o caso do Brasil, os canos de água quente tendem a arrebentar antes do que os de água fria, pois congelam primeiro.

Polryaz/Shutterstock

Chaleira elétrica. Durante a ebulição a água perde o ar que estava dissolvido nela.

Experimento

Como "pescar" um cubo de gelo com um barbante?

Material necessário

- 1 copo de vidro transparente
- água fria
- 1 cubo de gelo grande
- 1 pedaço de barbante de cerca de 30 cm
- sal de cozinha, NaCℓ(s)

Como fazer

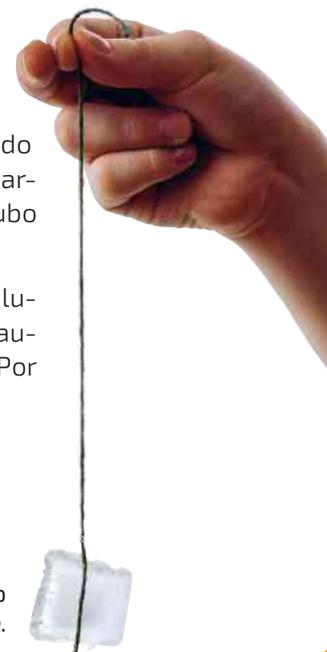
Encha o copo com água deixando 2 dedos de borda. Coloque o cubo de gelo no centro do copo. Pegue uma das extremidades do barbante e deite um pedaço de 3 cm sobre o cubo de gelo. O que acontece se você puxar o barbante? O gelo vem junto?

Arrume novamente a extremidade do barbante sobre o cubo de gelo e adicione sal sobre o conjunto gelo + barbante. Aguarde um instante e puxe o gelo do copo com água.

O que acontece?

Investigue

1. Qual o efeito causado pelo sal que faz o barbante "grudar" no cubo de gelo?
2. Outra substância no lugar do sal poderia causar o mesmo efeito? Por quê?

Sérgio Dotta Jr./Arquivo da editora

Cubo de gelo pendurado no barbante.

4 Crioscopia

Em alguns países a temperatura ambiente atinge valores negativos (abaixo de zero) em determinadas épocas do ano. Nesses casos é possível evitar que a água do radiador dos automóveis congele? Como impedir que os líquidos que fluem nos encanamentos de sistemas de refrigeração se solidifiquem? O que fazer para que os cremes hidratantes (à base de água) não congelem nos potes?

As respostas podem ser encontradas no estudo da crioscopia, que está relacionado à temperatura de solidificação (*PS*) das substâncias.

Para que uma substância passe da fase líquida para a fase sólida, é necessário que suas moléculas **liberem** (percam) **energia cinética** e, portanto, que haja diminuição da temperatura do sistema.

Dessa forma, concluímos:

> Quanto menor a temperatura, menor a agitação das moléculas e menor a pressão de vapor da substância.

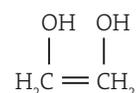
Experimentalmente, observa-se que a adição de um soluto não volátil a um solvente dá origem a uma solução cuja solidificação tem início a uma temperatura mais baixa que a temperatura de solidificação do solvente puro.

Esse é o objetivo do estudo da crioscopia.

> A crioscopia estuda o abaixamento do ponto de solidificação do solvente causado pela adição de um soluto não volátil.

O estudo da crioscopia relaciona-se ao equilíbrio de fases líquida-sólida, que ocorre na respectiva pressão máxima de vapor do solvente.

O etilenoglicol, $C_2H_6O_2$, é um líquido usado como aditivo na água do sistema de refrigeração dos veículos automotores. A presença dessa substância pode evitar que a água congele quando o veículo fica parado por muito tempo numa região de clima frio ou que ela entre em ebulição quando seu motor sofre um aquecimento muito intenso.

$$\begin{array}{cc} OH & OH \\ | & | \\ H_2C & = CH_2 \end{array}$$

Fórmula estrutural do etilenoglicol

Andrew Burton/Stringer/Getty Images

É costume, no inverno em países frios, jogar sais, como cloreto de sódio, NaCℓ(s), ou cloreto de cálcio, $CaC\ell_2(s)$, nas ruas e autoestradas para dificultar a formação de uma camada de gelo, o que causaria a diminuição do coeficiente de atrito e consequentemente um aumento no risco de acidentes.

Pressão máxima de vapor e solidificação

Para que um líquido puro passe da fase líquida para a fase sólida, isto é, para que atinja a temperatura de solidificação, é necessário que as pressões de vapor da fase líquida e da fase sólida se tornem iguais.

Assim, no ponto de solidificação:

pressão máxima de vapor na fase líquida = pressão máxima de vapor na fase sólida

Considere um sistema contendo um líquido puro durante o processo de solidificação que ocorre, por exemplo, na temperatura de *x* °C.

A adição de um soluto não volátil ao sistema, formando uma solução ideal, baixa a pressão de vapor da fase líquida e interrompe o processo de solidificação.

Isso ocorre, por exemplo, com a água do mar que contém vários sais dissolvidos que abaixam seu ponto de solidificação. É por isso que, mesmo quando a temperatura ambiente se encontra abaixo de 0 °C, a água do mar permanece, em grande parte, na fase líquida.

Para que a solução volte a se solidificar, é necessário resfriá-la para baixar a pressão de vapor da fase sólida, tornando-a novamente igual à da fase líquida, o que ocorrerá a uma temperatura inferior a *x* °C.

Quando uma solução entra em solidificação, o solvente começa a se solidificar primeiro, tornando a solução cada vez mais concentrada – lembre-se, por exemplo, de que o gelo formado a partir da água do mar não é salgado –, o que leva o ponto de solidificação a diminuir gradualmente.

Blickwinkel/Alamy/Other Images

A água do mar contém vários sais dissolvidos que abaixam seu ponto de solidificação. Mesmo quando a temperatura ambiente se encontra abaixo de 0 °C, a água do mar permanece, em grande parte, na fase líquida.

Por esse motivo, considera-se a temperatura de solidificação de uma solução como a **temperatura em que a solidificação teve início**.

Construindo-se um gráfico da pressão de vapor de um solvente puro nas fases sólida e líquida (em função da temperatura) e de uma solução ideal desse solvente, podemos observar o abaixamento que ocorre no ponto de solidificação da solução, t, em relação ao do solvente, t_2.

Pressão de vapor de um solvente puro e de uma solução ideal desse solvente em função da temperatura

Banco de imagens/Arquivo da editora

Exercício resolvido

3 (Unicamp-SP) Considere quatro garrafas térmicas contendo:

- Garrafa 1: 20 g de água líquida e 80 g de gelo.
- Garrafa 2: 70 g de solução aquosa 0,5 mol · dm^{-3} em sacarose e 30 g de gelo picado.
- Garrafa 3: 50 g de água líquida e 50 g de gelo picado.
- Garrafa 4: 70 g de solução aquosa 0,5 mol · dm^{-3} em $NaC\ell$ e 30 g de gelo picado.

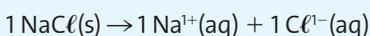
O conteúdo de cada garrafa está em equilíbrio térmico, ou seja, a temperatura do sólido é igual à do líquido.

a) Considere que as temperaturas T_1, T_2, T_3 e T_4 correspondem, respectivamente, às garrafas 1, 2, 3 e 4. Ordene essas temperaturas de maneira crescente, usando os símbolos adequados dentre os seguintes: $>$, $<$, $\geqslant$, $\leqslant$, $=$.

b) Justifique a escolha da menor temperatura.

Resolução

$1\ NaC\ell(s) \longrightarrow 1\ Na^{1+}(aq) + 1\ C\ell^{1-}(aq)$

$1\ C_{12}H_{22}O_{11}(s) \longrightarrow 1\ C_{12}H_{22}O_{11}(aq)$

a) $T_4 < T_2 < T_1 = T_3$

b) A garrafa 4 contém $NaC\ell$, uma substância iônica. A concentração de soluto é igual à da garrafa 2, porém, o número de partículas dissolvidas em 4 é o dobro do número de partículas dissolvidas em 2, por causa da dissociação do $NaC\ell$. As garrafas 1 e 3 não contêm soluto, apenas água e gelo em equilíbrio térmico; portanto, à mesma temperatura.

Exercícios

11 (FGV-SP) Em países onde os invernos são rigorosos, coloca-se sobre o leito das ruas consideradas prioritárias ao trânsito uma mistura de cloreto de sódio, $NaC\ell$, cloreto de cálcio, $CaC\ell_2$, e areia para diminuir os riscos de derrapagens dos veículos durante os períodos de nevadas. Cada um desses produtos tem uma função definida, que, associadas, são muito eficientes. Indique a afirmação correta.

a) O cloreto de sódio abaixa o ponto de congelamento da água; o cloreto de cálcio, quando se dissolve, absorve calor e a areia aumenta a aderência dos pneus ao solo.

b) O cloreto de sódio eleva o ponto de congelamento da água; o cloreto de cálcio, quando se dissolve, absorve calor e a areia aumenta a aderência dos pneus ao solo.

x c) O cloreto de sódio abaixa o ponto de congelamento da água; o cloreto de cálcio, quando se dissolve, libera calor e a areia aumenta a aderência dos pneus ao solo.

d) O cloreto de sódio abaixa o ponto de congelamento da água; o cloreto de cálcio dissolve-se através de uma reação endotérmica e a areia aumenta a aderência dos pneus ao solo.

e) O cloreto de sódio eleva o ponto de congelamento da água; o cloreto de cálcio dissolve-se através de uma reação endotérmica e a areia aumenta a aderência dos pneus ao solo.

12 (UGF-RJ) Leia o texto: (*O Globo*, 21 mar. 2002.) Em cerca de 20 dias, 500 bilhões de toneladas de gelo se desfizeram na Antártida, formando milhares de *icebergs*. É um acontecimento sem precedentes e alarmante pela rapidez com que ocorreu. Os cientistas não conseguem encontrar outra explicação para o fenômeno que não o aquecimento global, causado pelo efeito estufa, por sua vez resultado da emissão de gases como o dióxido de carbono.

Na água existem vários sais dissolvidos, dentre eles, o cloreto de sódio. Relacionando-se as temperaturas de congelamento e de fervura da água pura com as de uma solução 1 mol/L de cloreto de sódio, ela deverá sofrer a seguinte variação:

a) congelar a 0 °C.

b) ferver a 100 °C.

c) congelar acima de 0 °C.

d) ferver abaixo de 100 °C.

x e) congelar abaixo de 0 °C.

13 (Vunesp-SP) Comparando-se os pontos de congelação de três soluções aquosas diluídas de nitrato de potássio, KNO_3, sulfato de magnésio, $MgSO_4$, e nitrato de crômio III, $Cr(NO_3)_3$, de mesma concentração em mol/L, verifica-se que:

a) as três soluções têm o mesmo ponto de congelação.

b) os pontos de congelação decrescem na seguinte ordem: $KNO_3 < MgSO_4 < Cr(NO_3)_3$.

x c) a solução de $Cr(NO_3)_3$ tem ponto de congelação mais baixo que as soluções dos outros dois sais.

d) o ponto de congelação de cada solução depende de seu volume.

e) as três soluções têm pontos de congelação maiores que o da água.

Curiosidade

Ponto triplo e ponto crítico da água

Representando em um mesmo gráfico as curvas da variação das temperaturas de ebulição e de solidificação da água em função da pressão de vapor, veremos que elas coincidem em um ponto em que a pressão é igual a 4,579 mmHg e a temperatura é igual a 0,0098 °C. Esse ponto é denominado ponto triplo da água e representa o equilíbrio entre as fases sólida, líquida e vapor dessa substância.

Experimentalmente, verifica-se que:

- numa pressão inferior à do ponto triplo, não existe água na fase líquida, qualquer que seja a temperatura;
- abaixo da pressão do ponto triplo, a substância passa diretamente da fase sólida à fase vapor, ou seja, sofre sublimação.

Logo, se representarmos em um gráfico os valores da variação da temperatura da substância em pressões abaixo do ponto triplo, estaremos construindo sua curva de sublimação.

Um gráfico que contém simultaneamente as curvas da variação das temperaturas de ebulição, de solidificação e de sublimação de determinada substância em função da pressão de vapor é denominado **diagrama de fases**.

Todas as substâncias possuem um diagrama de fases semelhante ao da água, com ponto triplo e curvas características, que trazem em comum as seguintes informações:

- No ponto triplo coexistem as 3 fases em equilíbrio: fase sólida $\rightleftharpoons$ fase líquida $\rightleftharpoons$ fase vapor.
- Na curva de sublimação coexistem as fases sólida e vapor: fase sólida $\rightleftharpoons$ fase vapor.
- Na curva de solidificação coexistem as fases sólida e líquida: fase sólida $\rightleftharpoons$ fase líquida.
- Na curva de ebulição coexistem as fases líquida e vapor: fase líquida $\rightleftharpoons$ fase vapor.

Se, no entanto, tivermos uma visão mais ampliada do diagrama de fases da água, poderemos observar que a linha que separa as fases líquida e gasosa não continua indefinidamente. Ela termina em um ponto no diagrama de fases denominado ponto crítico.

Para a água, o ponto crítico corresponde a uma temperatura de 374 °C e a uma pressão de 217 atm. Lembre-se de que:

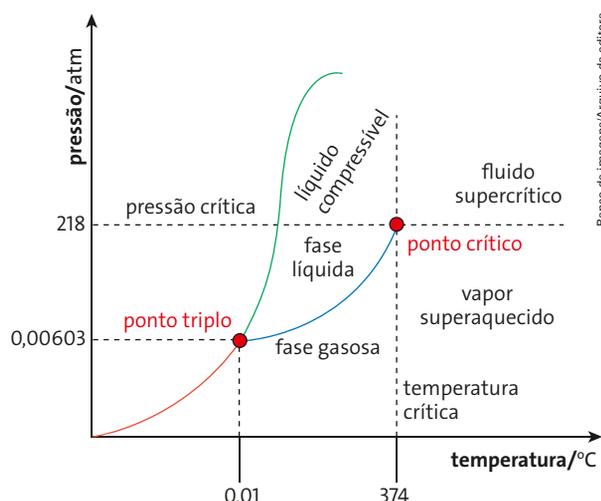
- temperatura crítica: é aquela acima da qual a substância só pode existir na fase gasosa;
- pressão crítica: pressão que liquefaz o gás na temperatura crítica;
- volume crítico: volume ocupado pela substância submetida à pressão crítica, na temperatura crítica.

Em temperaturas e pressões iguais ou acima do ponto crítico, não é mais possível distinguir as fases líquidas e gasosas da água, que assume um estado denominado fluido supercrítico.

O gráfico ao lado apresenta o ponto triplo da água e também o seu ponto crítico.

Nesse estado as propriedades da água tornam-se completamente diferentes, e ela passa a dissolver compostos apolares.

Uma das aplicações para a água como fluido supercrítico é a destruição de lixos tóxicos. Para isso ela é misturada com o gás oxigênio e os resíduos tóxicos (geralmente orgânicos) que se quer destruir. Essa mistura entra em combustão na presença de uma chama.

Diagrama de fases da água

Banco de imagens/Arquivo da editora

5 Osmoscopia

As soluções ideais têm um comportamento que em muitos aspectos se assemelha ao dos gases ideais.

Dentre essas semelhanças encontra-se a capacidade de difusão.

> Difusão é o movimento espontâneo das partículas de uma substância de se espalharem uniformemente em meio a partículas de outra substância ou, então, de atravessarem uma parede porosa.

Separando duas soluções de concentrações diferentes (ou a solução e o solvente puro) por uma membrana permeável – como um pano de algodão fino, por exemplo – é possível observar a difusão.

Considere, por exemplo, o sistema ao lado contendo inicialmente apenas água na parte **A** (à esquerda) e solução aquosa de glicose, $C_6H_{12}O_6$, na parte **B** (à direita).

Nessa situação, há um movimento espontâneo mais acentuado de moléculas de água no sentido de **A** para **B**, e de moléculas de glicose no sentido de **B** para **A**, que só será estabilizado quando as concentrações das soluções nas partes **A** e **B** se igualarem.

Note que o movimento de moléculas através da membrana **permeável** não cessa nunca, mas se mantém de modo que estabeleça e conserve uma igualdade de concentração de ambos os lados.

Existem ainda as denominadas **membranas semipermeáveis**, que possuem ação seletiva quanto ao tipo de substância que pode atravessá-las, ou seja, as membranas semipermeáveis deixam-se atravessar por algumas substâncias, mas não por outras.

É o caso, por exemplo, da membrana celular (que reveste as células de animais e vegetais), das membranas de porcelana porosa tratadas com ferrocianeto cúprico, $Cu_2[Fe(CN)_6]$ e do papel celofane usado em aparelhos de hemodiálise. (O celofane é uma película transparente obtida pela transformação da celulose. O nome Cellophane é marca registrada nos Estados Unidos.)

> A passagem de solvente através de membranas semipermeáveis é denominada osmose.

A palavra osmose vem do grego *osmo* e significa 'impulso'.

A osmose ocorre no sentido:

> solvente → solução
> solução menos concentrada → solução mais concentrada

Salada recém-preparada

Fotos: Sérgio Dotta/Arquivo da editora

Salada com temperos algum tempo após o preparo

Podemos observar esse fenômeno quando temperamos uma salada de folhas cruas (alface, escarola, agrião, etc.) e não a consumimos imediatamente: as folhas "murcham". E por que isso acontece? Porque a água se difunde do meio menos concentrado (as células vegetais) para o mais concentrado (solução de vinagre e sal que constitui o tempero).

O fenômeno da osmose pode ser explicado pela maior pressão de vapor do solvente puro ou do solvente na solução menos concentrada; em outras palavras, a capacidade que cada solvente apresenta de atravessar uma substância semipermeável está diretamente relacionada à sua pressão de vapor: quanto maior a pressão de vapor do solvente, maior será sua capacidade de atravessar uma membrana semipermeável.

Esse é o objeto de estudo da osmoscopia.

> A osmoscopia estuda a passagem espontânea de solvente de uma solução mais diluída para outra mais concentrada através de membranas semipermeáveis.

Se quisermos impedir que a osmose ocorra, teremos de exercer uma pressão sobre o sistema no sentido inverso ao da osmose e de intensidade mínima igual à pressão que o solvente faz para atravessar a membrana semipermeável.

Andreiuc88/Shutterstock/Glow Images

A absorção de água do solo pelas raízes repõe a quantidade perdida na transpiração. Essa teoria é conhecida por teoria da transpiração-tensão-coesão, ou teoria de Dixon, por ter sido formulada pelo botânico irlandês Henry Dixon (1869-1953).

A pressão que é preciso exercer sobre um sistema para impedir que a osmose ocorra de maneira espontânea é denominada **pressão osmótica**. Quanto maior a concentração de uma solução, maior a sua pressão osmótica.

É importante, ainda, sabermos que as soluções podem ser classificadas quanto às suas pressões osmóticas da seguinte maneira:

Sejam duas soluções **A** e **B**, de pressões osmóticas π respectivamente π_A e π_B, à mesma temperatura.

- A solução **A** é **hipertônica** em relação à solução **B** se $\pi_A > \pi_B$.
- A solução **A** é **hipotônica** em relação à solução **B** se $\pi_A < \pi_B$.
- A solução **A** é **isotônica** em relação à solução **B** se $\pi_A = \pi_B$.

Um soro fisiológico injetável, por exemplo, deve ser necessariamente isotônico às células sanguíneas para não causar danos ao organismo.

Osmose nos seres vivos

A osmose é um dos fenômenos responsáveis pela ascensão da seiva nas plantas. A solução existente no interior da raiz é mais concentrada do que na terra a seu redor. Desse modo, ocorre uma passagem de água da terra para o interior da planta. Essa subida de líquidos (denominado seiva bruta, que consiste numa solução de água e sais minerais) pela raiz da planta gera uma pressão que empurra o líquido para cima pelos vasos lenhosos. Mas em árvores altas essa pressão não é forte o bastante para levar a seiva bruta até o topo. Na realidade, o fator mais importante na ascensão da seiva bruta é a transpiração das folhas.

Para que a planta faça fotossíntese, os estômatos das folhas precisam se abrir, o que leva a uma perda de água por transpiração. Com isso, as células das folhas ficam mais concentradas e, por osmose, absorvem a água da seiva bruta dos vasos lenhosos próximos. Essa absorção cria uma tensão constante na coluna líquida, que puxa a água para cima. Como a água é uma substância polar, as ligações de hidrogênio entre as moléculas mantêm a coesão entre elas, fazendo com que a coluna líquida forme uma rede tridimensional contínua que não se rompe.

RETOMANDO A NOTÍCIA

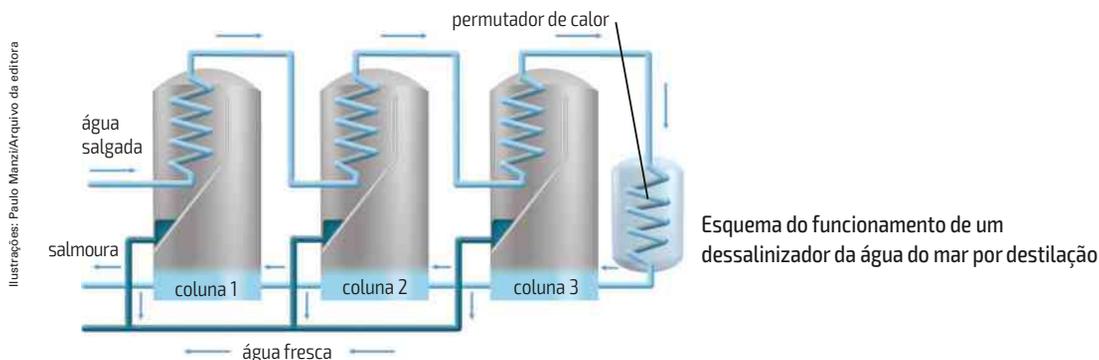
A reportagem da página 100 afirma que o Catar obtém 75% da água potável que utiliza por meio de dessalinização da água do mar. Você sabe quais os principais métodos para dessalinizar a água do mar?

Os processos mais utilizados atualmente para obter água potável a partir da água do mar são a destilação e a osmose reversa.

- **Destilação**

A maioria das modernas usinas de dessalinização por destilação utiliza um processo denominado **destilação rápida em fases múltiplas**. Nesse processo, a água do mar entra na aparelhagem por cima e passa por tubos verticais, entre os quais circula vapor aquecido.

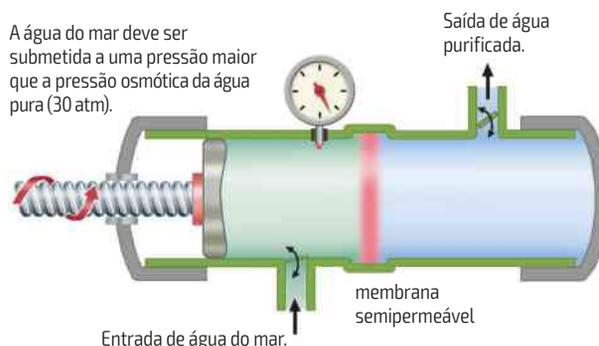
A água do mar aquecida é enviada em seguida para uma câmara de baixa pressão, onde sofre vaporização, ainda que a temperatura esteja abaixo de 100 °C. O vapor é condensado sobre um tubo espiralado (condensador), que é esfriado pela água do mar que está entrando (e que, por sua vez, é aquecida para ser enviada às câmaras de baixa pressão, num processo cíclico). Desse modo, há bom aproveitamento do calor.

A água condensada, que já perdeu parte dos sais que tinha inicialmente, após a primeira etapa, é encaminhada para outras câmaras para que o processo se repita. Nessas câmaras, a pressão vai diminuindo sucessivamente, de modo que a água obtida na última etapa é uma água destilada (quimicamente pura).

Esquema do funcionamento de um dessalinizador da água do mar por destilação

- **Osmose reversa**

Se separarmos em uma câmara água salgada e água doce, por meio de uma membrana semipermeável, a água doce passará espontaneamente através da membrana com determinada pressão, na tentativa de diluir a água salgada.

Para impedir que a água doce atravesse a membrana semipermeável em direção à água salgada, é preciso exercer uma pressão no sentido inverso igual à pressão exercida pela água doce. Essa pressão é denominada pressão osmótica. Mas se exercermos uma pressão sobre a água salgada, superior à pressão osmótica, ocorrerá o inverso, ou seja, a **osmose reversa**: o solvente começa a atravessar a membrana semipermeável no sentido da solução mais concentrada para a mais diluída.

Assim, para realizar a osmose reversa, a água é submetida a grandes pressões, o que em geral só se consegue com o auxílio de motores elétricos, que encarecem o custo do processo. À medida que se consiga obter altas pressões a um custo menor, a osmose reversa pode se tornar mais utilizada. Estudos procuram viabilizar o uso de ventos e marés para se obter a energia necessária ao acionamento dos motores.

Esquema do funcionamento do processo de osmose reversa

Exercício resolvido

4 (Enem) Osmose é um processo espontâneo que ocorre em todos os organismos vivos e é essencial à manutenção da vida. Uma solução 0,15 mol/L de NaCℓ (cloreto de sódio) possui a mesma pressão osmótica das soluções presentes nas células humanas. A imersão de uma célula humana em uma solução 0,20 mol/L de NaCℓ tem, como consequência, a

a) adsorção de íons Na^{1+} sobre a superfície da célula.
b) difusão rápida de íons Na^{1+} para o interior da célula.
c) diminuição da concentração das soluções presentes na célula.
d) transferência de íons Na^{1+} da célula para a solução.
e) transferência de moléculas de água do interior da célula para a solução.

Resolução

A solução com concentração de 0,2 mol/L é hipertônica em relação à concentração das células humanas. Na osmose, há passagem de solvente (água) do meio hipotônico para o hipertônico, sem gasto de energia, o que justifica a perda de água da célula para a solução. Alternativa **e**.

Exercícios

ATENÇÃO! Não escreva no seu livro!

14 (USF-SP) Sabe-se que por osmose o solvente de uma solução mais diluída atravessa uma membrana semipermeável em direção da solução mais concentrada, e também, que um peixe de água doce é hipertônico em relação à água do rio e hipotônico em relação à água do mar. Se um peixe de água doce for colocado na água do mar ele:

a) morre porque entra água do mar no seu corpo.
x b) morre porque sai água do seu corpo.
c) morre porque entra sal no seu corpo.
d) morre porque sai sal do seu corpo.
e) sobrevive normalmente.

15 (UFG-GO) Ao preparar uma sopa, um cozinheiro colocou mais sal do que o necessário. Para reduzir a quantidade de sal no caldo, ele acrescentou batatas descascadas. Após algum tempo, as batatas foram removidas e a sopa voltou a ter um gosto agradável. O fenômeno, que levou à redução da quantidade de sal no caldo, foi:

x a) a osmose.
b) a difusão.
c) a variação de pH.
d) a adsorção.
e) o aumento da pressão de vapor.

16 (PUCC-SP) Adicionando células animais, como os glóbulos vermelhos em água pura, observa-se que elas incham até arrebentarem. Esse fenômeno é explicado pela:

a) migração de íons de dentro da célula para a água pura a fim de igualar as temperaturas de ebulição da solução celular e da água pura.
b) passagem de moléculas da água para dentro da célula a fim de aumentar a pressão da solução celular.
c) diminuição da temperatura de congelamento da água pura devido à adição de um soluto volátil.
d) migração de íons da solução celular para a água pura, pois a temperatura de ebulição da solução é menor do que a da água pura.
x e) passagem de moléculas de água para dentro da célula devido à diferença de pressão osmótica no interior e no exterior da membrana celular.

17 (UFC-CE) Durante o processo de produção da “carne de sol” ou “carne-seca”, após imersão em salmoura (solução aquosa saturada de NaCℓ), a carne permanece em repouso em um lugar coberto e arejado por cerca de três dias. Observa-se que, mesmo sem refrigeração ou adição de qualquer conservante, a decomposição da carne é retardada. Assinale a alternativa que relaciona corretamente o processo responsável pela conservação da “carne de sol”.

a) Formação de ligação hidrogênio entre as moléculas de água e os íons Na^{1+} e $C\ell^{1-}$.
b) Elevação na pressão de vapor da água contida no sangue da carne.
c) Redução na temperatura de evaporação da água.
d) Elevação do ponto de fusão da água.
x e) Desidratação da carne por osmose.

18 (Uerj) Quando ganhamos flores, para que elas durem mais tempo, devemos mergulhá-las dentro da água e cortar, em seguida, a ponta da sua haste. Esse procedimento é feito com o objetivo de garantir a continuidade da condução da seiva bruta. Tal fenômeno ocorre graças à diferença de osmolaridade entre a planta e o meio onde ela está, que são, respectivamente:

a) hipotônica e isotônico.
b) isotônica e hipotônico.
c) hipertônica e isotônico.
d) hipotônica e hipertônico.
x e) hipertônica e hipotônico.

Compreendendo o Mundo

O tema central desta Unidade foi poluição da água. Ao tomar consciência da situação atual dos mananciais, rios e oceanos surge a pergunta: a crise mundial de falta de água é mesmo inevitável?

Não deveria, pois existe água em abundância, o problema é que a capacidade humana de poluir os recursos hídricos disponíveis é muito maior e mais rápida do que a sua capacidade e interesse em despoluir tais recursos.

São poucos os países em que os governantes percebem a importância da água e tomam as medidas necessárias para administrar esses recursos de forma a atender as necessidades da população.

Observe nas imagens abaixo o que um país sem muitos recursos conseguiu fazer com um de seus canais mais poluídos.

Pasig River Rehabilitation Commission/Republic of the Philippines

Canal Paco, da cidade de Manila, nas Filipinas, antes da revitalização.

Ted Aljibe/AFP

O mesmo canal, depois de passar por um sistema de tratamento ecológico de baixo custo. 2013.

O Brasil tem recursos para fazer isso e muito mais, mas falta vontade política e respeito aos cidadãos.

Por lei, em caso de escassez de água, o consumo humano e a dessedentação de animais devem ser priorizados. Isso no papel, porque na cidade de Itu (interior de São Paulo) em 2014, só para citar um exemplo, enquanto parte da população – incluindo crianças, idosos e enfermos – já estava há 60 dias sem água na torneira, uma grande indústria de refrigerantes e cerveja situada nessa mesma cidade nunca viu suas torneiras secarem.

Não é um contrassenso que, em uma cidade onde a população sofre com a falta de água, uma indústria continue fabricando produtos hidrointensivos, ou seja, aqueles que necessitam de uma grande quantidade de água para ser produzidos, como cerveja (de 4 L a 10 L de água por L do produto), garrafas PET (3 L de água por unidade), carne (17 500 L de água por kg), sapatos de couro (8 000 L de água por unidade)?

Aliás, uma maneira muito eficiente de se economizar água é evitar o consumo de produtos hidrointensivos. Em Cingapura, por exemplo, há um programa local que incentiva a compra de produtos que diminuem o uso de água (identificados por um rótulo de eficiência hídrica) e uma ampla campanha pública para levar as pessoas a conhecerem o trabalho imenso que é captar, tratar e distribuir água potável. Dessa forma fica mais fácil contar com a colaboração de todos para não desperdiçar e não poluir a água.

Atualmente, a população mundial é de 7,2 bilhões de pessoas. Em 2030 seremos 8,3 bilhões de habitantes e estima-se que a procura por água potável será 40% superior à oferta.

Mesmo sabendo disso, só na capital de São Paulo, foram soterradas mais de 100 nascentes nas obras do rodoanel, a Assembleia Legislativa aprovou (durante a crise hídrica) uma proposta que permite a ocupação a 15 metros da nascente de rios, em vez dos 50 metros previstos na legislação federal e o prefeito liberou a construção de moradias populares em áreas de mananciais, ao invés de propor o reflorestamento e a recuperação dessas áreas, ou seja, estamos por nossa conta.

O problema da escassez de água potável é concreto, não é alarmismo, e é mais complexo do que se imagina. A poluição térmica, que consiste em utilizar a água de rios e mares no resfriamento de usinas, é silenciosa e invisível, mas é mais um fator que concorre para prejudicar a saúde desse meio – e é tema da nossa próxima Unidade.

UNIDADE 3

Poluição térmica

A poluição térmica é um fenômeno que pode causar sérios danos ao meio ambiente e ao ser humano. Por ser ainda pouco discutido pela mídia e pela população, torna-se potencialmente perigoso, pois a maioria das pessoas não percebe o que está acontecendo.

No meio ambiente, a poluição térmica causa desequilíbrio ecológico, aumenta o efeito estufa e a formação do *smog* (mistura de fumaça – *smoke* – e neblina – *fog*) que torna o ar das grandes cidades "pesado" e sufocante.

No ambiente de trabalho a poluição térmica pode causar uma série de doenças ocupacionais com consequências sérias para a saúde do trabalhador.

A melhor forma de evitar um problema ou de propor soluções para resolvê-lo é conhecer suas causas. E é isso o que vamos ver agora.

CAPÍTULO 6

Reações exotérmicas e endotérmicas

FOI NOTÍCIA!

Poluição térmica: um inimigo invisível que afeta o meio ambiente

"A poluição térmica é, talvez, uma das formas de poluição menos conhecidas, pois não pode ser diretamente visível ou audível. Este tipo de poluição surge quando as indústrias aquecem a água para utilizá-la em um processo chamado arrefecimento, [no qual] a água é usada na refrigeração de turbinas e caldeiras, em atividades hidrelétricas e termelétricas, afetando assim os aspectos físicos, químicos e biológicos dos cursos hídricos. Nesse processo, muitas indústrias devolvem a água quente aos rios, lagos e oceanos. Mesmo que esteja limpa e livre de contaminantes, a água entra no ecossistema com a temperatura muito acima das condições em que foi retirada do ambiente. Isto provoca a morte das espécies que ali habitam, pois não estão acostumadas ao 'choque térmico' resultante do processo; por exemplo, o desaparecimento da truta em rios em que ocorreu um aumento da temperatura da água.

Além disso, a proporção de gás O_2 (oxigênio) contida na água varia de acordo com a temperatura do sistema, sendo a elevação térmica inversamente proporcional ao teor de oxigênio dissolvido, [o que afeta] diretamente as espécies aeróbias. Entre as principais indústrias causadoras de poluição térmica estão as químicas, de papel e celulose, siderúrgicas, refinação de petróleo e fundição de metais. [...]

A alta temperatura da água resultante desse processo industrial pode provocar:

- a diminuição do oxigênio, causando a morte de peixes e plantas;
- alteração da viscosidade e tensão superficial da água.

[Também] podem surgir importantes alterações ecológicas no meio, resultantes da substituição de espécies termossensíveis por outras termotolerantes, as quais suportam uma gama maior de temperaturas originando alterações no ecossistema. [...]

Além disso, pode desenvolver bactérias e fungos causadores de doenças em peixes e outras espécies marinhas. [...]

Uma solução adequada e eficaz seria tratar e resfriar novamente a água antes de despejá-la no meio ambiente até que ficasse [em condições iguais], ou muito próximas, às da [água] que fora retirada."

MENDES, Thaís. Disponível em: <http://pt.blastingnews.com/educacao/2015/02/poluicao-termica-um-inimigo-invisivel-que-afeta-o-meio--ambiente-00272021.html>. Acesso em: 14 out. 2015.

Usina nuclear em Dungeness, Reino Unido, 2015.

Chris Ratcliffe/Bloomberg/Getty Images

Você acabou de ler uma matéria sobre as consequências da poluição térmica das águas. Você sabe o que ocorre com o organismo de quem trabalha em ambientes sujeitos à poluição térmica?

1 Conteúdo calorífico

Hoje em dia é muito comum as pessoas se interessarem pelo valor calórico dos alimentos, afinal essa informação é importante para quem se preocupa com a saúde e a qualidade dos alimentos que está ingerindo. Essa informação deve constar sempre no rótulo de qualquer produto alimentício, mas você sabe dizer:

- Como se determina o valor calórico de um alimento?
- Como nosso organismo processa as calorias que ingerimos?
- De onde vêm as calorias dos alimentos?

Essas perguntas (apesar de complexas) podem ser em parte esclarecidas com o estudo da Termoquímica.

> A Termoquímica estuda as trocas de calor associadas às reações químicas ou a mudanças no estado de agregação das substâncias.

Vamos entender isso?

Já vimos que o **calor** é uma energia em trânsito que flui de um corpo de maior temperatura para outro corpo de menor temperatura. A diferença de temperatura entre os corpos é essencial para que ocorra a transferência de energia na forma de calor.

1 cal ⇔ 4,186 J
1 kcal ⇔ 4,186 kJ

Já vimos também que a principal diferença entre calor e temperatura é que a temperatura não depende da massa do corpo, mas o calor depende.

Assim, por exemplo, se medirmos a temperatura de qualquer massa de água fervente sob pressão de 1 atm, o termômetro acusará 100 °C. Mas o calor fornecido por 2 litros de água fervente é maior do que o fornecido por 1 litro de água fervente.

O calor é medido em caloria (cal), que é uma unidade de energia e está relacionada a qualquer fenômeno que envolva trocas de calor.

> Uma caloria é a quantidade de energia ou calor necessária para elevar a temperatura de 1 grama de água em 1 °C.

Note que a caloria é uma unidade de energia relativamente pequena, por exemplo, a queima completa de 1 litro de gasolina pode liberar cerca de 7 750 000 calorias.

Por isso, costumamos trabalhar preferencialmente com quilocalorias, kcal: 1 kcal = 1000 cal.

Uma caloria corresponde a 4,186 joules, e 1 J = 1 N/m² (unidade do Sistema Internacional de Unidades).

É comum, principalmente em referência aos alimentos, ouvirmos o termo caloria como sinônimo de quilocaloria, por exemplo: "Um copo de refrigerante tem 200 calorias", mas na verdade tem 200 000 calorias, ou 200 kcal.

De qualquer forma, essa confusão tende a acabar, pois as embalagens dos produtos alimentícios trazem atualmente o conteúdo energético de seus produtos expressos em kcal ou kJ.

Também ocorre uma confusão em relação a exercícios físicos. Quando se diz, por exemplo, que é possível queimar até "600 calorias" em uma hora de natação (treinamento intenso), na verdade a queima é de "600 kcal". Colocamos o valor tabelado entre aspas porque ele indica apenas uma média. A absorção e a queima de energia pelo organismo podem variar bastante de indivíduo para indivíduo, levando-se em conta fatores como idade, sexo, massa corporal, relação entre massa muscular e gordura corporal, etc.

Como se determina o valor calórico de um alimento?

Toda a energia presente nos vegetais, que são a base da cadeia alimentar, provém do Sol, e é armazenada nas ligações químicas das moléculas de amido e celulose, formadas durante o processo de fotossíntese.

Essa energia é transferida para os animais pela cadeia alimentar, ou seja, toda energia que obtemos provém dos alimentos que ingerimos.

Quando nos alimentamos, as moléculas presentes nos alimentos são metabolizadas (queimadas) pelo nosso organismo para liberar (fornecer) essa energia que é utilizada para a manutenção dos processos vitais.

O metabolismo dessas moléculas ocorre conforme a necessidade de energia do organismo. Nos animais, quando o consumo de energia é maior do que o gasto, o excesso é armazenado na forma de moléculas de gordura.

As moléculas que ao serem metabolizadas liberam energia são: carboidratos, proteínas, óleos e gorduras.

Observe o quadro a seguir, que mostra onde essas substâncias são encontradas e como agem no organismo.

O cálculo da necessidade calórica de um organismo leva em conta, além do metabolismo basal (que chega a representar 70% dos gastos calóricos do organismo em condições normais), o grau de atividade física e fatores como idade, sexo, massa corpórea, altura, relação entre massa muscular e gordura corporal, etc.

Substância	Energia fornecida/ kcal/g	Fonte	Ação no organismo
Carboidratos ou glicídios	4,02 ou ≃ 4,0	Massas, pães e alimentos ricos em amido (arroz, milho, batata) e em açúcar (frutas, principalmente frutas secas e doces).	Os carboidratos são a fonte de energia mais facilmente aproveitada pelo organismo. A glicose é indispensável para manter a integridade funcional do tecido nervoso e é uma importante fonte de energia para o cérebro. São necessários para o metabolismo normal das gorduras.
Proteínas ou protídios	5,2 ou, no final da queima, ≃ 4,0.	Carnes, peixes, ovos e leguminosas (feijão, soja, lentilha, etc.).	Desempenham um papel estrutural, ou seja, são responsáveis pelo desenvolvimento da estrutura do organismo. Como o organismo gasta mais energia para queimar 1 g de proteína do que para queimar 1 g de carboidrato, no final, o saldo de energia para o organismo é o mesmo: ≃ 4,0 kcal/g de proteína metabolizada.
Gorduras e óleos ou lipídios	8,98 ou ≃ 9,0	Óleos, azeites, manteiga, margarina, maionese, abacate, coco, chocolate e oleaginosas (amendoim, nozes, etc.).	Atuam na formação da camada subcutânea de gordura, que isola o organismo, preservando o calor do corpo e mantendo a temperatura constante, além de ajudar a manter os órgãos e os nervos no lugar, protegendo-os contra choques e lesões traumáticas.

Deep OV/Shutterstock

Paul Binet/Shutterstock/Glow Images

Norman Chan/Shutterstock

Mas como se chegou a esses valores, ou seja, como se sabe que 1 g de carboidrato fornece 4,02 kcal, 1 g de proteína fornece 5,2 kcal e 1 g de gordura fornece 8,98 kcal?

Esses valores foram determinados experimentalmente em um aparelho denominado calorímetro bomba.

Uma tabela completa de composição dos alimentos pode ser encontrada em: <www.unifesp.br/dis/servicos/nutri/>. Acesso em: 14 out. 2015.

Cotidiano do Químico

Calorímetro bomba

O calorímetro bomba é um aparelho no qual é feita a combustão da substância que se quer estudar e a medida da quantidade de calor que essa substância libera quando é queimada.

A medida de calor da reação é feita pela variação da temperatura, Δt, da água que circunda a "bomba", ou seja, o recipiente onde ocorre a combustão. A temperatura da água é medida antes de a reação ter início ($t_{inicial}$) e depois que ela se completa (t_{final}):

$$\Delta t = t_{final} - t_{inicial}$$

Do estudo da Física, sabemos que a quantidade de calor, Q, cedida ou recebida por um corpo depende da massa, m, da variação de temperatura, Δt, e do calor específico do material que o constitui, c (valor tabelado, determinado experimentalmente).

$$Q = m \cdot c \cdot \Delta t$$

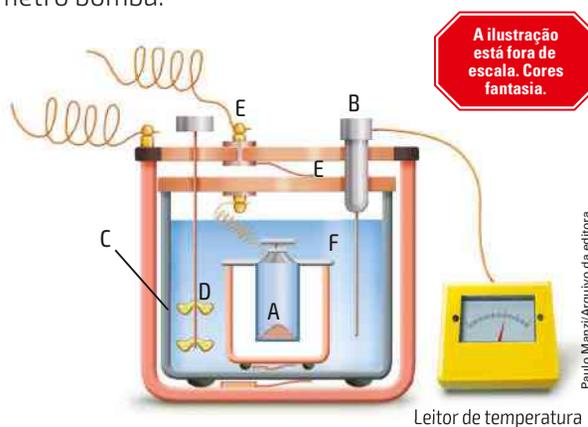
O calor específico, c, é definido como a quantidade de calor que temos de fornecer ou retirar de um grama de substância para que varie sua temperatura em 1 °C. A água, por exemplo, apresenta calor específico igual a 1 cal/g · °C. Abaixo, temos o calor específico de outras substâncias:

Calor específico de algumas substâncias

Substância	Calor específico/cal/g · °C
Água	1,0
Álcool	0,6
Alumínio	0,22
Ar	0,24
Cobre	0,091
Ferro	0,11

Disponível em: <http://fep.if.usp.br/~profis/experimentando/diurno/downloads/Tabela%20de%20Calor%20Especifico%20de%20Varias%20Substancias.pdf>. Acesso em: 28 set. 2015.

O valor encontrado para o calor liberado (reações de combustão sempre liberam calor) é proporcional à massa da substância que reagiu; portanto, sabendo-se a massa da substância colocada no calorímetro, com uma simples "regra de três", o químico pode calcular o calor liberado por uma massa igual à massa molar da substância.

A seguir, encontra-se uma ilustração do calorímetro bomba.

A: Câmara de reação
B: Termômetro de resistência
C: Vaso calorimétrico
D: Agitador
E: Contatos elétricos para ignição
F: Água

A reação química no calorímetro bomba ocorre em **recipiente fechado**, isto é, a volume constante. Assim, o valor obtido para o calor liberado, Q_V, é um calor trocado a **volume constante**. A partir de alguns cálculos que envolvem inclusive a equação de Clapeyron e a constante universal dos gases, R, o químico encontra o valor teórico do calor trocado a pressão constante, Q_P.

Isso é importante porque a maioria das reações químicas ocorre em recipientes abertos, ou seja, a pressão constante.

O calor trocado à pressão constante, Q_P, é igual à variação de entalpia, ΔH, da reação. A entalpia representa a quantidade de calor de um sistema: $\Delta H = Q_P$.

Não existe uma maneira de se determinar experimentalmente a entalpia inicial, $H_{reagentes}$ ou H_r, e a entalpia final, $H_{produtos}$ ou H_p. O que podemos determinar, utilizando calorímetros, é a variação de entalpia, ΔH, da reação.

$$\Delta H = H_{final} - H_{inicial} \therefore \Delta H = H_{produtos} - H_{reagentes}$$

O valor de ΔH pode ser negativo ou positivo, conforme a reação se realize respectivamente com liberação ou absorção de calor.

No caso da combustão o valor de ΔH é sempre positivo.

Exercício resolvido

1 (Unicamp-SP) Os alimentos, além de nos fornecerem as substâncias constituintes do organismo, são também fontes de energia necessária para nossas atividades. Podemos comparar o balanço energético de um indivíduo após um dia de atividades da mesma forma que comparamos os estados final e inicial de qualquer processo químico. O gasto total de energia (em kJ) por um indivíduo pode ser considerado como a soma de três usos corporais de energia:

1. gasto metabólico de repouso (4,2 kJ/kg por hora).
2. gasto energético para digestão e absorção dos alimentos, correspondente a 10% da energia dos alimentos ingeridos.
3. atividade física, que para uma atividade moderada representa 40% do gasto metabólico de repouso.

a) Qual seria o gasto energético total de um indivíduo com massa corporal de 60 kg, com atividade moderada e que ingere o equivalente a 7 600 kJ por dia?

b) Considerando-se que 450 g de massa corporal correspondem a aproximadamente 15 000 kJ, qual é o ganho (ou perda) deste indivíduo por dia, em gramas?

Resolução

a) Gasto metabólico: $4,2 \cdot 60 \cdot 24 = 6\,048$ kJ.
Gasto energético por digestão e absorção
(10% da energia dos alimentos): 10% de $7\,600 = 760$ kJ
Atividade física moderada: 40% de $6\,048 = 2\,419,2$ kJ
Total: $6\,048 + 760 + 2\,419,2 = 9\,227,2$ kJ

b) Ingestão de 7 600 kJ
Perda de 9 227,2 kJ
No total há uma perda de: $9\,227,2 - 7\,600 = 1\,627,2$ kJ

450 g ———— 15 000 kJ
x ———— 1 627,2 kJ

$$x = \frac{1\,627,2 \cdot 450}{15\,000} \Rightarrow x = 48,816 \text{ g}$$

A perda de 1 627,2 kJ corresponde, em massa, a uma perda de 48,816 g.

Exercícios

1 (UFG-GO) De acordo com uma reportagem da revista *Superinteressante* (out. 2009, p. 32), certos alimentos podem ter menos calorias do que se imagina. Isto ocorre devido ao organismo não conseguir absorver toda a energia contida na comida, pois gasta parte dessa energia para fazer a digestão da própria comida. Este estudo propiciou um novo método de contar as calorias dos alimentos.
A tabela abaixo apresenta a quantidade de calorias de alguns alimentos, calculadas pelo método tradicional e pelo novo método, e também a redução percentual dessa quantidade quando o novo método é utilizado.

Alimento	Método tradicional	Novo método	Redução
Feijão (1 concha)	68 kcal	45 kcal	34%
Arroz branco (4 colheres de sopa)	155 kcal	140 kcal	10%
Batatas fritas (2,5 colheres de sopa)	308 kcal	270 kcal	13%
Contrafilé grelhado (64 g)	147 kcal	127 kcal	14%

De acordo com essas informações, em uma refeição contendo uma concha de feijão, 4 colheres de sopa de arroz branco, 2,5 colheres de sopa de batatas fritas e 64 g de contrafilé grelhado, a redução na quantidade de calorias calculadas pelo novo método, em relação ao método tradicional, é de aproximadamente:

X a) 14%.
b) 18%.
c) 29%.
d) 34%.
e) 71%.

2 (FEI-SP) A oxidação de 1 g de gordura num organismo humano libera 9 300 calorias. Se nosso corpo possui 5 300 g de sangue, quanto de gordura deve ser metabolizado para fornecer o calor necessário para elevar a temperatura do sangue da temperatura ambiente (25 °C) até a temperatura de nosso corpo (37 °C)? (Suponha o calor específico do sangue igual ao calor específico da água.)

a) 0,65 g
X b) 6,8 g
c) 65 g
d) 68 g
e) nda

Queima de gases. A combustão é um exemplo de reação exotérmica.

Danymages/Shutterstock

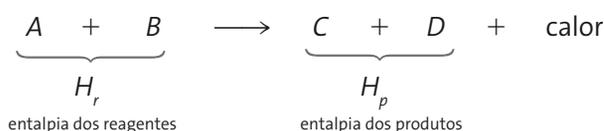
2 Entalpia da reação

Uma reação química pode ser classificada de acordo com a liberação ou absorção de energia na forma de calor. Reações que liberam calor são classificadas como exotérmicas, e reações que absorvem calor são classificadas como endotérmicas.

Reações exotérmicas

O prefixo **exo** significa "para fora". Assim, podemos definir: reações exotérmicas são aquelas que liberam energia na forma de calor.

O esquema geral de uma reação exotérmica pode ser escrito da maneira a seguir, em que *A*, *B*, *C* e *D* representam substâncias genéricas:

$$\underbrace{A + B}_{\substack{H_r \\ \text{entalpia dos reagentes}}} \longrightarrow \underbrace{C + D}_{\substack{H_p \\ \text{entalpia dos produtos}}} + \text{calor}$$

Com base na lei da conservação da energia, podemos afirmar que: "A energia total dos reagentes é igual à energia total dos produtos"; portanto, numa reação exotérmica, a entalpia dos produtos é menor que a entalpia dos reagentes, pois uma parte da energia que estava "contida" nos reagentes foi liberada na forma de calor, quando eles se transformaram em produtos.

Reação exotérmica: $H_{reagentes} > H_{produtos}$

Sendo, $\Delta H = H_{produtos} - H_{reagentes}$, concluímos que, nas reações exotérmicas, $\Delta H < 0$.

> Reações exotérmicas são aquelas que liberam calor e possuem a entalpia dos reagentes maior que a entalpia dos produtos, $H_r > H_p$, e, consequentemente, apresentam $\Delta H < 0$ (negativo).

Por isso, é mais comum representarmos a equação química de uma reação exotérmica apenas fornecendo o valor de seu ΔH:

$$A + B \longrightarrow C + D \qquad \Delta H = -x \text{ kcal/mol}$$

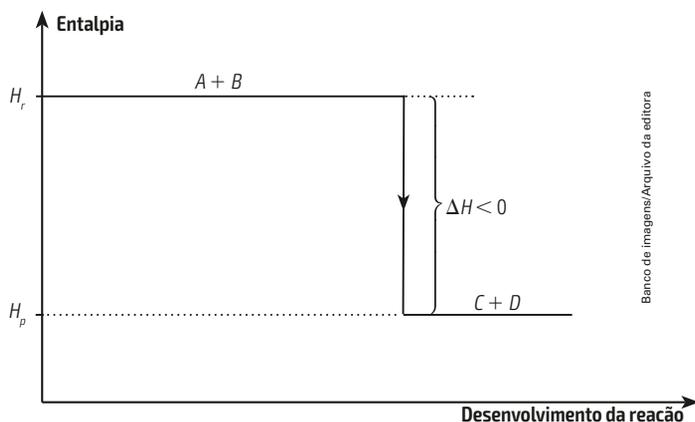
Veja ao lado a representação de uma reação exotérmica genérica em um gráfico da entalpia em função do desenvolvimento da reação.

Note que o valor de ΔH normalmente é expresso em kcal/mol (ou kJ/mol) em relação a algum reagente ou produto formado.

Exemplo: combustão do gás hidrogênio.

$$1\, H_2(g) \ + \ \frac{1}{2}\, O_2(g) \ \longrightarrow \ 1\, H_2O(\ell)$$

$\Delta H = -68{,}3$ kcal/mol de H_2 que reage.

Entalpia em função do desenvolvimento de uma reação exotérmica

Reações endotérmicas

O prefixo **endo** significa 'para dentro'. Logo, reações endotérmicas são aquelas que absorvem energia na forma de calor.

O esquema geral de uma reação endotérmica pode ser escrito da maneira a seguir, em que A, B, C e D representam substâncias genéricas:

$$\underbrace{A + B}_{\substack{H_r \\ \text{entalpia dos reagentes}}} + \text{calor} \longrightarrow \underbrace{C + D}_{\substack{H_p \\ \text{entalpia dos produtos}}}$$

Uma vez que a energia total se conserva dos reagentes para os produtos em qualquer reação química, podemos afirmar que, numa reação endotérmica, a entalpia dos produtos é maior que a entalpia dos reagentes, pois uma quantidade de energia foi absorvida na forma de calor pelos reagentes, durante a reação, ficando "contida" nos produtos.

Reação endotérmica: $H_{reagentes} > H_{produtos}$

Sendo $\Delta H = H_{produtos} - H_{reagentes}$, concluímos que, nas reações endotérmicas, $\Delta H > 0$.

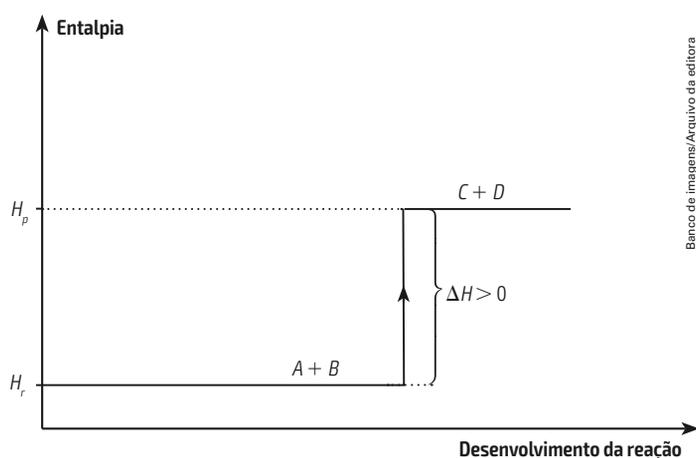
Valentyn Volkov/Shutterstock

A fusão da água é um processo endotérmico, ou seja, que ocorre com absorção de energia.

> Reações endotérmicas são aquelas que absorvem calor e possuem a entalpia dos reagentes menor que a entalpia dos produtos, $H_r < H_p$, e, consequentemente, apresentam $\Delta H > 0$ (positivo).

Por isso, é mais comum representarmos a equação química de uma reação endotérmica apenas fornecendo o valor de seu ΔH:

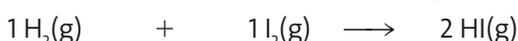
$$A + B \longrightarrow C + D \qquad \Delta H = +x \text{ kcal/mol}$$

Se representarmos uma reação endotérmica genérica em um gráfico da entalpia em função do desenvolvimento da reação, teremos:

Entalpia em função do desenvolvimento de uma reação endotérmica

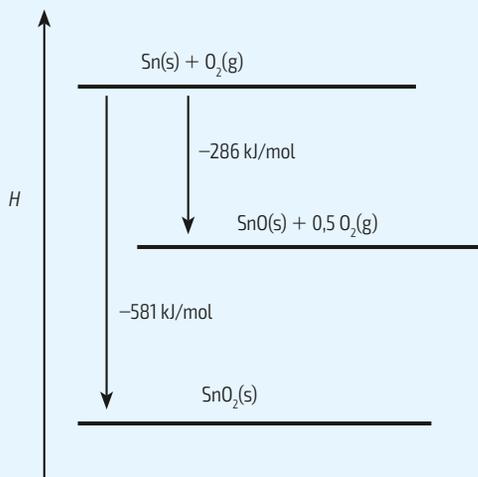
Banco de imagens/Arquivo da editora

O valor de ΔH normalmente é expresso em kcal/mol (ou kJ/mol) em relação a algum reagente ou produto formado.

Exemplo: síntese do iodeto de hidrogênio

$$1\ H_2(g) + 1\ I_2(g) \longrightarrow 2\ HI(g)$$

$\Delta H = +25{,}96$ kJ/mol de HI formado.

Exercício resolvido

2 (Unicamp-SP) As variações de entalpia (ΔH) do oxigênio, do estanho e dos seus óxidos, a 298 K e 1 bar, estão representadas no diagrama abaixo.

Assim, a formação do SnO(s), a partir dos elementos, corresponde a uma variação de entalpia de −286 kJ/mol.

a) Calcule a variação de entalpia, ΔH_1, correspondente à decomposição do SnO_2(s) nos respectivos elementos, a 298 K e 1 bar.

b) Escreva a equação química e calcule a respectiva variação de entalpia, ΔH_2, da reação entre o óxido de estanho II e o oxigênio, produzindo o óxido de estanho IV, a 298 K e 1 bar.

Resolução

a) Do diagrama: $Sn(s) + O_2(g) \rightarrow SnO_2(s)$,
$\Delta H = -581$ kJ/mol; então em:
$SnO_2(s) \rightarrow Sn(s) + O_2(g)$
$\Delta H_1 = +581$ kJ/mol

b) $SnO(s) + 1/2\ O_2(g) \rightarrow SnO_2(s)$
$\Delta H_2 = (-581) - (-286)$
$\Delta H_2 = -295$ kJ/mol

Exercícios

3 Construa um gráfico com os dados fornecidos nos itens a seguir e indique se a reação é endotérmica ou exotérmica. Calcule o ΔH da reação.

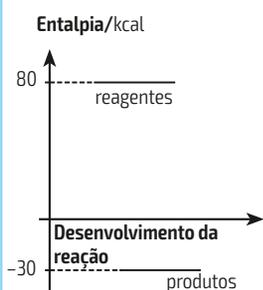
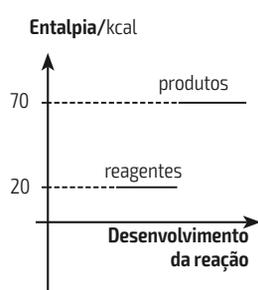
a) Entalpia dos reagentes: +10 kcal; entalpia dos produtos: +25 kcal.

b) Entalpia dos reagentes: +80 kcal; entalpia dos produtos: +15 kcal.

4 Dados os gráficos abaixo, indique o tipo de reação que eles representam – exotérmica ou endotérmica – e calcule o ΔH em cada caso.

a) Gráfico 1

b) Gráfico 2

Ilustrações técnicas: Banco de imagens/Arquivo da editora

5 (UFMT) Nas reações químicas, a quantidade de calor liberada ou absorvida pela transformação é denominada calor de reação. Se uma reação é:

(0) exotérmica, o sistema perde calor e a vizinhança ganha a mesma quantidade perdida pelo sistema.

(1) endotérmica, o sistema ganha calor e a vizinhança perde a mesma quantidade recebida pelo sistema.

(2) exotérmica, sua entalpia final é menor que sua entalpia inicial, logo sua variação de entalpia, ΔH, é menor que zero.

(3) endotérmica, sua entalpia final é maior que sua entalpia inicial, logo sua variação de entalpia, ΔH, é maior que zero.

Aponte a(s) alternativa(s) correta(s).

6 Classifique as reações em exotérmicas ou endotérmicas.

a) $2\ H_2(g) + 1\ O_2(g) \longrightarrow 2\ H_2O(\ell) + 136{,}6$ kcal

b) $4\ C_{(grafita)} + 1\ S_{8(rômbico)} \longrightarrow 4\ CS_2(\ell) - 104{,}4$ kcal

c) $1\ H_2(g) + 1\ C\ell_2(g) - 44{,}2$ kcal $\longrightarrow 2\ HC\ell(g)$

d) $1\ H_2(g) + 1\ I_2(g) + 12{,}4$ kcal $\longrightarrow 2\ HI(g)$

7 (UFMG) Ao se sair molhado em local aberto, mesmo em dias quentes, sente-se uma sensação de frio. Esse fenômeno está relacionado com a evaporação da água que, no caso, está em contato com o corpo humano. Essa sensação de frio explica-se corretamente pelo fato de que a evaporação da água:

a) é um processo endotérmico e cede calor ao corpo.

b) é um processo endotérmico e retira calor do corpo.

c) é um processo exotérmico e cede calor ao corpo.

d) é um processo exotérmico e retira calor do corpo.

3 Estequiometria das reações termoquímicas

O valor do ΔH de uma reação varia em função de alguns fatores, como: temperatura em que ocorre a reação, pressão (quando a reação envolve substâncias gasosas), estado de agregação de reagentes e produtos, variedade alotrópica de reagentes e produtos. Por isso, quando escrevemos uma equação termoquímica precisamos fornecer as seguintes informações:

MarcelClemens/Shutterstock/Glow Images

Em condições-padrão trabalhamos com o enxofre rômbico, que é o mais estável.

1) Substâncias que reagem e que são produzidas, com os respectivos coeficientes (da equação balanceada).

2) Temperatura e pressão nas quais ocorreu a reação.
Em Termoquímica, a menos que se faça alguma ressalva, os valores de ΔH fornecidos são medidos em condições-padrão, que são as seguintes:

> Condições-padrão: pressão = 1 atmosfera e temperatura = 25 °C ou 298 K

Não confunda condições-padrão (1 atm e 25 °C) com condições normais de temperatura e pressão, CNTP (1 atm e 0 °C).

3) Fase de agregação (sólida, líquida ou gasosa) em que se encontra cada substância participante da reação.
Os valores de ΔH fornecidos para substâncias em condições-padrão indicam que elas se encontram no estado de agregação comum a 25 °C e 1 atm.
Exemplo: o bromo é líquido a 25 °C e 1 atm; logo, em **condições-padrão**, trabalha-se com o bromo no estado líquido e não nos estados sólido ou gasoso.

Considerando as substâncias simples formadas pelos elementos da tabela periódica, temos:

- São gasosas em condições-padrão: N_2, O_2, F_2, $C\ell_2$, He, Ne, Ar, Kr, Xe e Rn.
- São líquidas em condições-padrão: Br_2 e Hg.
- São sólidas em condições-padrão: todas as demais.

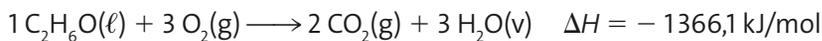
4) Variedade alotrópica de cada substância simples que participa da reação (no caso de ocorrer alotropia).
Os valores de ΔH fornecidos para substâncias em condições-padrão indicam que elas se encontram na **forma alotrópica mais estável**.
Exemplo: o enxofre rômbico é mais estável que o enxofre monoclínico, portanto, em condições-padrão, trabalha-se com o enxofre rômbico.

5) Valor de ΔH, ou seja, a quantidade de calor que foi liberada ou absorvida durante a reação. Em condições-padrão, o valor de ΔH é tabelado para várias reações e também muitas vezes pode ser calculado teoricamente, como veremos mais adiante. Observando o sinal de ΔH sabemos se a reação é exotérmica (libera calor) ou endotérmica (absorve calor).

6) Quantidade de calor liberada ou absorvida numa reação química. Esse valor é proporcional aos coeficientes das substâncias participantes na equação balanceada e, portanto, pode ser calculado em relação à quantidade de matéria, ao número de moléculas, à massa ou ao volume de reagentes e produtos.

Lembre-se de que alotropia é a propriedade que certos elementos químicos apresentam de formar substâncias simples diferentes, como O_2 e O_3 que apresentam diferente atomicidade, ou C(grafita) e C(diamante), que possuem diferente estrutura cristalina.

Imagine que seja necessário calcular a quantidade de calor liberada na combustão total de 5 mol de álcool etílico. Sabendo que o valor da variação de entalpia da reação de combustão do álcool etílico é igual a −1 366,1 kJ/mol, o primeiro passo é montar a equação química balanceada da reação de combustão completa do álcool etílico:

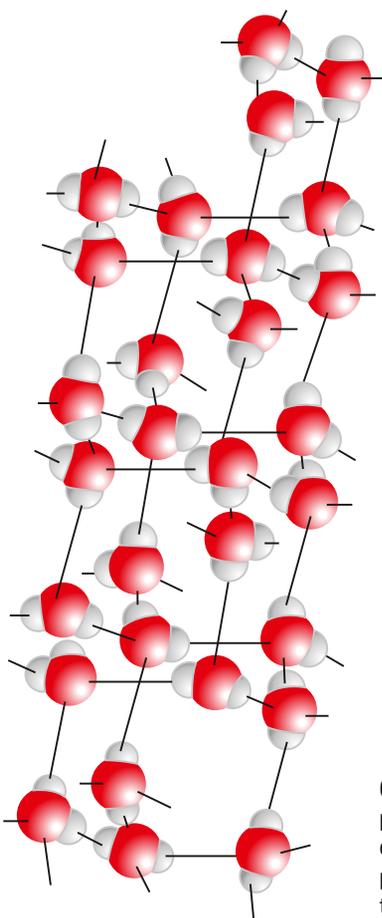
$$1\ C_2H_6O(\ell) + 3\ O_2(g) \longrightarrow 2\ CO_2(g) + 3\ H_2O(v) \quad \Delta H = -1366{,}1\ kJ/mol$$

1 mol de $C_2H_6O\ (\ell)$ ———————— 1366,1 kJ

5 mol de $C_2H_6O\ (\ell)$ ———————— x

$$x = \frac{5 \cdot 1366{,}1}{1} \Rightarrow x = 6\,830{,}5\ kJ$$

São liberados 6 830,5 kJ de energia na queima completa de 5 mol de álcool etílico.

Lembre-se de que:

1 mol ⇔ $\simeq 6 \cdot 10^{23}$ moléculas ⇔ massa molar em g/mol ⇔ 22,4 L (nas CNTP)

Trocas de calor nas mudanças de estado de agregação

O que ocorre fisicamente com um corpo ou sistema que absorve calor? A energia mecânica total das partículas desse corpo (átomos, íons, moléculas) aumentará de uma das seguintes maneiras:

- aumentando a energia cinética média das partículas, ou
- aumentando a energia potencial média das partículas, ou
- aumentando simultaneamente as energias cinética e potencial médias das partículas.

Como visto no Volume 1, durante uma mudança no estado de agregação, a temperatura do sistema não é alterada, pois toda a energia recebida é direcionada para a mudança de estado, não havendo alteração na energia cinética (temperatura) do sistema.

Por exemplo, a água entra em fusão à temperatura de 0 °C, sob pressão de 1 atm. Um fornecimento adicional de calor à água em fusão não provoca aumento de temperatura, pois o calor absorvido é totalmente utilizado para romper as ligações de hidrogênio que mantinham as moléculas unidas na fase sólida.

Banco de imagens/Arquivo da editora

O arranjo hexagonal das moléculas de água na fase sólida, feito pelas ligações de hidrogênio, segue uma estrutura rígida que faz essas moléculas ocuparem um espaço bem maior (menos moléculas por unidade de volume) do que ocupariam na fase líquida, livres de tal rigidez. Por esse motivo, o gelo é menos denso e flutua na água.

Esse processo aumenta apenas a energia potencial das moléculas de água, enquanto a energia cinética média dessas moléculas (e, portanto, a temperatura) permanece constante.

O calor envolvido na mudança de fase de uma substância é denominado calor latente, *L*, e depende da massa, *m*, da substância e da fase de agregação para a qual ela vai mudar.

Para a água, por exemplo, temos:

- Calor latente de fusão: 79 cal · g^{-1} ou 0,33 kJ · g^{-1} ou 1,428 · 10^3 cal/mol ou 5,98 kJ/mol.
- Calor latente de vaporização: 539 cal · g^{-1} ou 2,26 kJ · g^{-1} ou 9,697 · 10^3 cal/mol ou 40,6 kJ/mol.

A quantidade de calor latente, *Q*, é calculada pela equação:

$$Q = m \cdot L$$

Note, então, que a quantidade de calor total de um corpo é calculada por:

$$Q = m \cdot c \cdot \Delta t + m \cdot L$$

Caso o corpo (sistema) libere energia na forma de calor em vez de absorvê-la, de tal modo que a energia cinética média de suas partículas diminua, então sua temperatura vai diminuir.

Uma aplicação prática para a troca de calor relacionada às mudanças de estado de agregação das substâncias é a que ocorre nos **refrigeradores domésticos**.

Você já parou para pensar em como esse eletrodoméstico funciona? Como ele faz para "tirar" calor dos alimentos e bebidas guardados em seu interior?

O refrigerador possui um sistema de refrigeração a volume constante (localizado na parte de trás do aparelho) e a refrigeração no interior do aparelho se dá pelo princípio de absorção e liberação de energia que ocorre nas mudanças de estado da matéria de líquida para vapor (vaporização do líquido) e de gasosa para líquida (condensação do vapor).

O processo é, em resumo, o seguinte: um cano que fica no congelador contém um líquido (geralmente o tetrafluoretano, R134a, cuja fórmula química é CF_3CH_2F) que evapora absorvendo o calor do interior da geladeira, pois a passagem de líquido para vapor ocorre com absorção de calor. Ao passar por um compressor, o vapor torna-se líquido novamente, liberando o calor para o meio ambiente ao circular pela tubulação da parte de trás da geladeira, pois a passagem de vapor para líquido ocorre com liberação de calor.

Você já viu alguém tentando secar roupa pendurando-a na parte de trás do refrigerador? Não é uma boa ideia. A roupa seca, mas o sistema de refrigeração, cuja função é retirar o calor da geladeira e dispersá-lo no meio ambiente, fica sobrecarregado e pode quebrar. É importante ainda lembrar-se de deixar um espaço entre a geladeira e a parede, pois dessa forma a dispersão do calor será otimizada.

Também é possível fazer um experimento bem simples para observar como ocorre a transferência de calor entre os corpos. Vamos tentar?

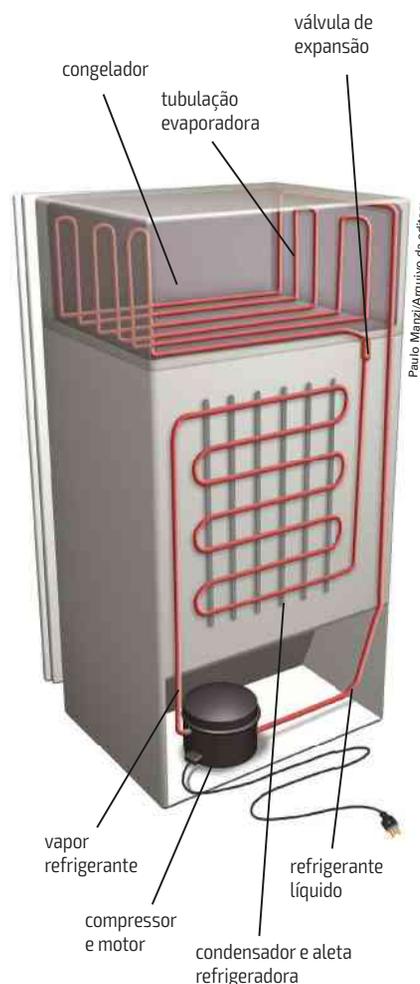



Ilustração esquemática de um refrigerador

Experimento

Calor e trabalho

O que acontece se colocarmos um copo de papel ou um balão de aniversário sobre a chama de uma vela? Você não precisa fazer esse experimento para saber que o copo de papel vai pegar fogo e o balão vai estourar. Mas e se o copo de papel ou o balão tiverem água em seu interior? O que vai ocorrer?

Como esse experimento envolve a manipulação de fogo e isso sempre é muito perigoso, é importante que a demonstração seja feita pelo professor.

Você deve observar atentamente e propor uma explicação para o que acontece.

Material necessário

- copo de papel
- balão (bexiga) de aniversário feito de látex
- 1 metro de fio de arame grosso
- água
- uma vela e uma caixa de fósforo

Como fazer

Entorte o arame grosso, de modo que forme um suporte para o copo de papel com altura um pouco maior que a da vela a ser utilizada, com cerca de 20 cm (veja a ilustração a seguir).

A ilustração está fora de escala. Cores fantasia.

Luis Moura/Arquivo da editora

No laboratório é possível fazer a montagem indicada com suporte universal, anel de ferro e bico de Bunsen.

Coloque água no copo até aproximadamente 1/3 de sua capacidade e posicione o copo no suporte. Acenda a vela, coloque sob o suporte e observe. O que ocorre?

Agora, coloque um pouco de água no interior do balão de aniversário, infle o balão e amarre a extremidade. Acenda um palito de fósforo e coloque a chama diretamente sob a parte do balão em que a água se acumulou.

Eduardo Santaliestra/Arquivo da editora

Chama colocada diretamente sob a parte do balão com acúmulo de água.

O que você observa? (Tome o cuidado de não aquecer o balão por muito tempo porque, como se trata de um "sistema fechado" – desconsiderando-se os poros do látex – e como a temperatura é diretamente proporcional à pressão, o balão pode estourar com o aquecimento prolongado.)

CUIDADO! Responsabilidade é tudo!

Dica de segurança
O experimento deve ser feito somente pelo professor, tomando extremo cuidado com a chama e certificando-se de que não há materiais inflamáveis por perto. Os alunos devem se manter afastados fazendo observações e anotações.

Investigue

1. O copo de papel com água queima ao ser colocado sobre a chama da vela? Por quê?
2. Em que momento você acredita que o copo de papel começará a queimar? Por quê?
3. O balão de aniversário com água estoura quando aproximamos o palito de fósforo da região em que a água se acumulou? Por quê?

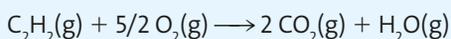
Exercício resolvido

3 (Unip-SP) O calor de combustão do acetileno com oxigênio do ar é 310 kcal/mol. A vaporização da água líquida consome aproximadamente 10 kcal/mol. Quantos mols de acetileno, $C_2H_2(g)$, devem ser queimados para produzir calor suficiente para evaporar 360 g de água líquida?

a) 0,500
b) 0,645
c) 1,30
d) 2,50
e) 2,84

Resolução

$C_2H_2(g) + 5/2\ O_2(g) \longrightarrow 2\ CO_2(g) + H_2O(g)$

$H_2O(l) \longrightarrow H_2O(v) \qquad Q = +10$ kcal/mol

Energia para evaporar 360 g de água líquida:

1 mol de H_2O ——— 18 g de H_2O

x ——— 360 g de H_2O

$x = 20$ mol de H_2O

10 kcal ——— 1 mol de H_2O

y ——— 20 mol de H_2O

$y = 200$ kcal

Logo, 200 kcal são necessários para evaporar 360 g de água proveniente da queima do acetileno:

310 kcal ——— 1 mol de C_2H_2

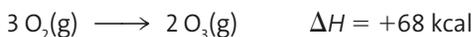
200 kcal ——— z

$z \simeq 0{,}645$ mol de C_2H_2.

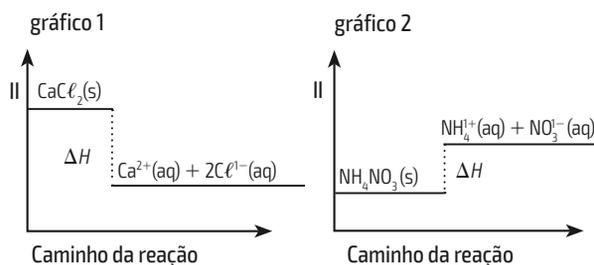
Alternativa **b**.

Exercícios

8 Na transformação alotrópica que ocorre no aparelho comercialmente conhecido como ozonizador tem-se:

$3\ O_2(g) \longrightarrow 2\ O_3(g) \qquad \Delta H = +68$ kcal

Tal reação é endotérmica ou exotérmica? Qual é a quantidade de calor envolvida na transformação de 1 grama de $O_2(g)$ em $O_3(g)$?

9 (UEL-PR) As bolsas instantâneas, frias ou quentes, usadas nos atletas que sofrem distensões musculares, dividem-se em dois compartimentos: um contendo água líquida e outro contendo um sal, que absorve ou libera calor quando em contato com a água.

As reações químicas que ocorrem nas bolsas instantâneas são representadas nos gráficos a seguir.

Com base no enunciado e nos conhecimentos sobre calor de reação, é correto afirmar:

a) A bolsa quente é constituída de nitrato de amônio.
X b) A dissociação iônica do cloreto de cálcio libera calor.
c) A dissociação iônica do nitrato de amônio é exotérmica.
d) As dissoluções de sais em água são exotérmicas.
e) A bolsa fria é constituída de cloreto de cálcio.

10 (UEL-PR) As bolsas térmicas consistem, geralmente, de dois invólucros selados e separados, onde são armazenadas diferentes substâncias químicas.

Quando a camada que separa os dois invólucros é rompida, as substâncias neles contidas misturam-se e ocorre o aquecimento ou resfriamento.

A seguir estão representadas algumas reações químicas que ocorrem após o rompimento da camada que separa os invólucros com seus respectivos ΔH^0.

Analise as reações que ocorrem e os valores correspondentes de ΔH^0 e assinale a alternativa que correlaciona, adequadamente, as reações com as bolsas térmicas quentes ou frias.

I. $CaO(s) + SiO_2(s) \longrightarrow CaSiO_3(s) \quad \Delta H^0 = -89{,}5$ kJ/mol

II. $NH_4NO_3(s) + H_2O(\ell) \longrightarrow NH_4^{1+}(aq) + NO_3^{1-}(aq) \quad \Delta H^0 = +25{,}69$ kJ/mol

III. $CaC\ell_2(s) + H_2O(\ell) \longrightarrow Ca^{2+}(aq) + 2\ C\ell^{1-}(aq) \quad \Delta H^0 = -82{,}80$ kJ/mol

a) I. fria, II. quente, III. fria.
X b) I. quente, II. fria, III. quente.
c) I. fria, II. fria, III. fria.
d) I. quente, II. quente, III. fria.
e) I. quente, II. quente, III. quente.

11 (Unicamp-SP) Uma vela é feita de um material ao qual se pode atribuir a fórmula $C_{20}H_{42}(s)$. Qual o calor liberado na combustão de 10,0 g dessa vela à pressão constante? Dados: $\Delta H = -13\,300$ kJ/mol.

$1\ C_{20}H_{42}(s) + 61/2\ O_2(g) \longrightarrow 20\ CO_2(g) + 21\ H_2O(g)$

4 Entalpia-padrão

A variação de entalpia de uma reação termoquímica pode ser relacionada com o fenômeno químico envolvido. Por exemplo, a variação de entalpia de combustão, quando medida para 1 mol de substância que sofre combustão, é denominada entalpia-padrão de combustão. Já quando a medida de entalpia é feita para a formação de 1 mol de substância obtida (em condições-padrão), temos a chamada entalpia-padrão de formação.

Entalpia-padrão de combustão

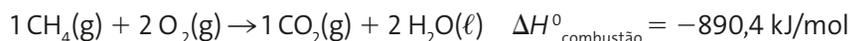
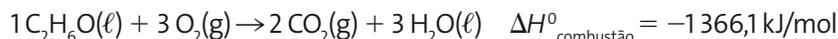
A queima completa de substâncias que contêm apenas carbono (como a grafita), carbono e hidrogênio (como os hidrocarbonetos) ou carbono, hidrogênio e oxigênio (como os álcoois e os carboidratos) forma apenas gás carbônico e água.

Exemplos:

- Combustão completa do metano:

$$1\,CH_4(g) + 2\,O_2(g) \rightarrow 1\,CO_2(g) + 2\,H_2O(\ell) \quad \Delta H^0_{combustão} = -890,4\ kJ/mol$$

- Combustão completa do etanol (álcool etílico):

$$1\,C_2H_6O(\ell) + 3\,O_2(g) \rightarrow 2\,CO_2(g) + 3\,H_2O(\ell) \quad \Delta H^0_{combustão} = -1\,366,1\ kJ/mol$$

Entalpia-padrão de combustão é a variação de entalpia, ΔH^0, envolvida na **combustão completa de 1 mol** de determinada substância, feita em condições-padrão, conforme mostra a tabela a seguir.

ΔH de combustão de algumas substâncias			
Substância	$\Delta H^0_{combustão}$/ kJ · mol^{-1}	**Substância**	$\Delta H^0_{combustão}$/ kJ · mol^{-1}
Hidrogênio, $H_2(g)$	– 285,8	Grafita, C(s)	– 393,3
Monóxido de carbono, CO(g)	– 282,8	Metano, $CH_4(g)$	– 890,4
Etino, $C_2H_2(g)$	– 1 299,6	Eteno, $C_2H_4(g)$	– 1 410,8
Etano, $C_2H_6(g)$	– 1 599,8	Propano, $C_3H_8(g)$	– 2 220,0
Butano, $C_4H_{10}(g)$	– 2 878,6	Octano, $C_8H_{18}(\ell)$	– 5 411,0
Metanol, $CH_3OH(\ell)$	– 726,3	Benzeno, $C_6H_6(\ell)$	– 3 267,7
Glicose, $C_6H_{12}O_6(s)$	– 2 815,8	Etanol, $H_3C—CH_2—OH(\ell)$	– 1 366,1
Sacarose, $C_{12}H_{22}O_{11}(s)$	– 5 643,8	Etanoico, $H_3C—COOH(\ell)$	– 872,4

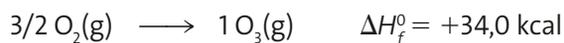
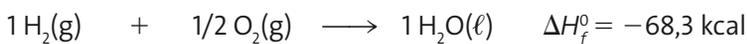
Fonte: SPENCER, James N.; BODNER, George M.; RICKARD, Lyman H. *Química*: estrutura e dinâmica. Rio de Janeiro: LTC, 2007.

Entalpia-padrão de formação

Denomina-se entalpia-padrão de formação a variação de entalpia, ΔH_f^0, envolvida na reação de formação de 1 mol de moléculas de determinada substância, a partir de substâncias simples na forma alotrópica mais estável, em condições-padrão.

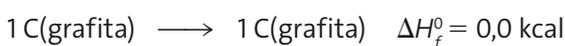
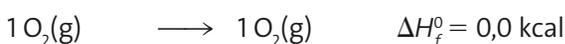
Exemplos:

$$1\ H_2(g) \quad + \quad 1/2\ O_2(g) \longrightarrow 1\ H_2O(\ell) \qquad \Delta H_f^0 = -68{,}3\ \text{kcal}$$

$$3/2\ O_2(g) \longrightarrow 1\ O_3(g) \qquad \Delta H_f^0 = +34{,}0\ \text{kcal}$$

Pela definição, concluímos que a entalpia-padrão de qualquer substância simples em condições-padrão é zero.

Exemplos:

$$1\ O_2(g) \longrightarrow 1\ O_2(g) \qquad \Delta H_f^0 = 0{,}0\ \text{kcal}$$

$$1\ C(\text{grafita}) \longrightarrow 1\ C(\text{grafita}) \qquad \Delta H_f^0 = 0{,}0\ \text{kcal}$$

A tabela a seguir apresenta os valores da entalpia de formação de algumas substâncias. Por meio deles, é possível calcular teoricamente o ΔH de muitas reações, como veremos adiante.

Para os valores fornecidos na tabela a seguir, a incerteza no último dígito é de +1 ou −1.

ΔH de formação de algumas substâncias

Substância	ΔH_f^0/kJ · mol^{-1}	Substância	ΔH_f^0/kJ · mol^{-1}
$O_3(g)$	+142,3512	$C_2H_2(g)$ etino	+226,8994
$H_2O(g)$	−241,9882	$C_2H_4(g)$ eteno	+52,3183
$H_2O(\ell)$	−286,0313	$C_2H_6(g)$ etano	−84,7241
$HF(g)$	−268,7926	$C_3H_8(g)$ propano	−104,2513
$HC\ell(g)$	−92,3734	$C_4H_{10}(g)$ butano	−126,4414
$Br_2(g)$	+30,7311	$C_6H_6(\ell)$ benzeno	+82,9824
$HBr(g)$	−36,2577	$H_3COH(\ell)$ metanol	−238,7313
$HI(g)$	+25,9582	$C_2H_5OH(\ell)$ etanol	−277,8193
$SO_2(g)$	−297,0953	$HCHO(g)$ metanal	−115,9744
$SO_3(g)$	−395,4433	$C_2H_4O_2(\ell)$ etanoico	−487,3435
$H_2S(g)$	−20,1594	$Ca(OH)_2(s)$ quartzo	−987,2474
$H_2SO_4(\ell)$	−811,8624	$NaOH(s)$	−427,0117
$NO(g)$	+90,4349	$NaC\ell(s)$	−411,2777

Fonte: ATKINS, Peter; JONES, Loretta. *Princípios de Química*: questionando a vida moderna. São Paulo: Bookman, 2006.

De onde vem... para onde vai?

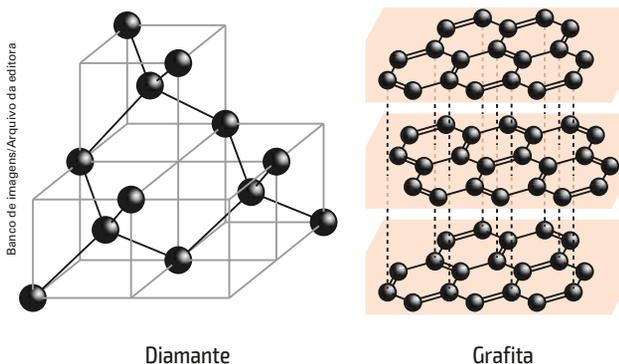
As ilustrações estão fora de escala. Cores fantasia.

Diamante artificial

O diamante e a grafita são formas alotrópicas do elemento químico carbono, $C_n(s)$.

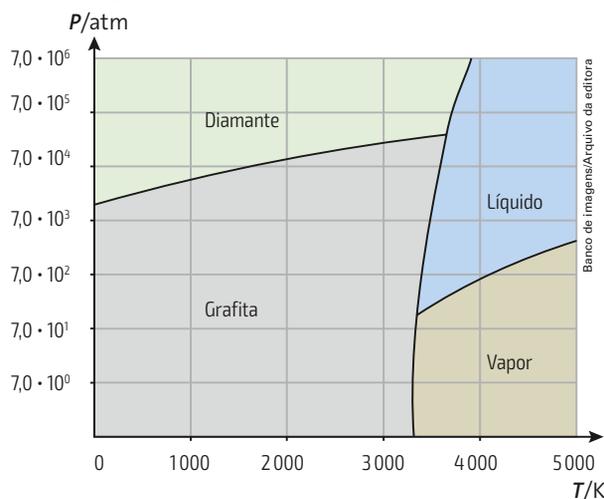
No diamante, cada átomo de carbono é rodeado tetraedricamente por outros quatro átomos de carbono, formando um cristal molecular.

Na grafita, cada átomo de carbono encontra-se ligado a três outros átomos de carbono, formando placas de hexágonos que são mantidas juntas por forças de dipolo induzido.

Diamante   Grafita

Se analisarmos em um gráfico os fenômenos que ocorrem com o elemento químico carbono quando submetido a diferentes pressões e temperaturas, poderemos concluir em que faixa de pressão e temperatura ocorrem as mudanças de estado de sólido para líquido e deste para vapor, e também em que faixa de pressão e temperatura ocorre a mudança de forma alotrópica de grafita para diamante, ou vice-versa. Esse gráfico é denominado diagrama de fases.

O estudo do diagrama de fases grafita-diamante levou inicialmente à descoberta de catalisadores, como o Cr(s), o Fe(s) e o Ni(s), que permitiam transformar a grafita em diamante a cerca de 2 000 °C sob pressão de 100 mil atm (equivalente à pressão no subsolo a uma profundidade de 33 km).

Um dos aparelhos usados para fabricar diamante é uma câmara de alta pressão, projetada no Brasil, que consiste de um disco de carbeto de tungstênio com um furo central onde se colocam camadas de grafita e metais para acelerar o processo.

Diagrama de fases do carbono

O carbeto de tungstênio, WC(s), é uma substância extremamente dura usada na fabricação de abrasivos que pode ser obtida a partir da seguinte reação:

$$W(s) + C(grafita) \longrightarrow WC(s)$$

Sobre o disco de carbeto há uma prensa de 500 toneladas que produz uma pressão de 50 mil atm a 60 mil atm. Uma corrente elétrica passa por dentro do disco e aquece a mistura de grafita e metal a 1500 °C. Em 5 minutos o diamante está pronto.

Dessa maneira são produzidos pequenos cristais de diamante (diamante policristalino), de coloração cinza, utilizados industrialmente na fabricação de brocas para perfuração de poços de petróleo e de ferramentas de corte e trefilação (obtenção de fios de determinado material, com dimensões, acabamento superficial e propriedades mecânicas controladas).

Um grupo de pesquisadores da Instituição Carnegie, nos Estados Unidos, conseguiu fabricar cristais de diamantes sintéticos em baixa pressão. Esses diamantes sintéticos têm poucos defeitos em comparação àqueles produzidos pela técnica de alta pressão, podem ter sua composição controlada precisamente e crescem rapidamente, abrindo caminho para uma nova indústria de diamantes sintéticos de alta qualidade e baixo custo.

Com a nova técnica, os diamantes crescem em uma pressão abaixo da pressão atmosférica, em um plasma* obtido por meio de micro-ondas com uma temperatura de 2 000 °C.

Os cristais resultantes são incolores ou rosa. Se o processo for acelerado, eles se tornam amarelados e até cinza. Apesar da ausência da pressão de estabilização, a grafitização (pontos de grafita no diamante) é mínima.

Os novos diamantes sintéticos de alta qualidade, que podem formar cristais de tamanho apreciável, podem ser utilizados na fabricação de componentes eletrônicos e instrumentos ópticos.

* O plasma é formado quando uma substância no estado gasoso recebe energia suficiente para que seus átomos sejam ionizados separando-se em íons positivos e elétrons, mantendo, no entanto, a neutralidade elétrica.

Trabalho em equipe

Os alunos podem ser divididos em grupos de cinco alunos. Eles deverão ler o texto a seguir e responder às questões em conjunto. Em seguida, cada grupo apresentará aos demais as suas conclusões.

Pedra assassina: o diamante é o combustível que alimenta três das mais violentas guerras africanas

"Alguém acreditaria que um dos principais motores da miséria africana é também uma de suas grandes fontes de riqueza? Parece absurdo dizer isso, mas as contradições no continente africano não respeitam limites. Por trás de todas as alegações políticas e étnicas evocadas nos conflitos em curso na África há um elemento decisivo que orienta os massacres diariamente noticiados pela imprensa: o domínio sobre as jazidas de diamante. A África possui minas de diamante espalhadas por quinze de seus 53 países. Elas são responsáveis pela produção de 50% das pedras consumidas no mundo, um mercado que movimenta cerca de 50 bilhões de dólares por ano. Em doze desses países produtores, como nos casos da África do Sul, Namíbia e Botsuana, os diamantes são um produto de exportação como outro qualquer. Não exercem nenhum efeito negativo sobre a sociedade. Em três países, no entanto, pode-se afirmar que a pedra já matou, indiretamente, mais de 1 milhão de pessoas nas últimas duas décadas.

Os conflitos em questão estão ocorrendo em Angola, na República Democrática do Congo e, o mais recente deles, em Serra Leoa. Nesses lugares, companhias mineradoras ou seus intermediários estimulam o prosseguimento dos combates fornecendo armas e mercenários. Em alguns casos apoiam governos, em outros dão suporte a grupos guerrilheiros. A recompensa é o acesso fácil aos garimpos de diamante. Apenas como forma de ilustrar o interesse das grandes empresas, observe-se o seguinte cálculo: um garimpeiro africano ganha em torno de 800 dólares por um diamante de boa qualidade, pesando 2 quilates. Se bem lapidado, ele pode ser vendido por 10000 dólares em uma joalheria de Nova York, um lucro de 1150%. [...]"

DIAS, Cristiano. Pedra assassina. Revista *Veja*, São Paulo, n. 1651, 31 maio 2000. Disponível em: <http://veja.abril.com.br/310500/p_066.html>. Acesso em: 16 out. 2015.

a) Quais os conceitos atribuídos ao diamante pela propaganda para que as pessoas desejem possuir (ou ganhar) um? Esses conceitos se manteriam caso a indústria desenvolvesse um processo de fabricação de diamantes sintéticos com baixo custo, idênticos aos naturais?
b) Discutam os diferentes significados que um diamante pode ter para um garimpeiro no Congo, para um joalheiro em Nova York e para uma pessoa que receba um diamante como presente.
c) Uma pessoa disposta a comprar um diamante manteria seu intento se soubesse do custo social da exploração de diamante em zonas de conflito? Sem dúvida, há diamantes que não vêm de zonas de conflito, mas como saber a verdadeira origem de um diamante?

RETOMANDO A NOTÍCIA

A reportagem da página 123 alerta sobre as graves consequências da poluição térmica das águas. Você sabe o que ocorre com o organismo de quem trabalha em ambientes sujeitos à poluição térmica?

Há diversas operações industriais, como fundição de metais, laminação a quente, altos-fornos, vazamentos em aciarias, fornos de cerâmica, modelagem artesanal de vidros, etc., em que o trabalhador fica exposto a uma temperatura bastante elevada.

Uma pessoa não adaptada a temperaturas elevadas, ou seja, acima de 40 °C (cujo ambiente, por vezes, também apresenta umidade relativa acima de 80%), trabalhando durante quatro horas, terá sua temperatura corporal aumentada para 39 °C (o normal é 37 °C), o ritmo cardíaco subirá para 180 pulsações por minuto (em repouso o ritmo é de 70 pulsações por minuto) e eliminará em média dois litros de suor por hora.

O trabalho efetuado nessas condições provoca fadiga intensa e a consequente diminuição do rendimento normal do trabalhador, o que acarreta um aumento no risco de acidentes.

Os principais quadros clínicos causados pela poluição térmica no ambiente de trabalho são: a intermação (aumento da temperatura do corpo acima dos limites fisiológicos), a desidratação, a prostração térmica, as câimbras do calor e os problemas de pele.

Assim, para obter um bom desempenho do trabalhador submetido ao calor intenso, é preciso esperar a aclimatação do indivíduo, processo que, em geral, só ocorre após 3 semanas trabalhando nesse ambiente.

A aclimatação torna o trabalho mais fácil e reduz o risco de acidentes.

O controle médico do trabalhador precisa ser rigoroso, principalmente na fase de aclimatação (ou adaptação) inicial, e, também, após o retorno de férias ou após qualquer afastamento por mais de duas semanas, após o qual o indivíduo perde totalmente a adaptação ao calor.

Andia/Alamy/Other Images

Trabalhador usando roupas de amianto, material não combustível.

Cálculos de ΔH a partir das entalpias de formação

Podemos calcular a variação de entalpia, ΔH, de uma reação pela diferença entre as entalpias de formação dos produtos e as entalpias de formação dos reagentes.

Considere, por exemplo, a reação genérica:

$$\boldsymbol{a}\,A + \boldsymbol{b}\,B \longrightarrow \boldsymbol{c}\,C + \boldsymbol{d}\,D$$

na qual A, B, C e D são substâncias que participam da reação química, e ***a***, ***b***, ***c*** e ***d*** são os coeficientes que tornam a equação balanceada.

Desse modo:

$\Delta H_f^0\ A$ = entalpia de formação de A em kcal/mol;

$\Delta H_f^0\ B$ = entalpia de formação de B em kcal/mol;

$\Delta H_f^0\ C$ = entalpia de formação de C em kcal/mol;

$\Delta H_f^0\ D$ = entalpia de formação de D em kcal/mol;

- a entalpia dos reagentes, H_r, será $H_r = a \cdot \Delta H_f^0\ A + b \cdot \Delta H_f^0\ B$;
- a entalpia dos produtos, H_p, será $H_p = c \cdot \Delta H_f^0\ C + d \cdot \Delta H_f^0\ D$.

Observe que é necessário multiplicar a entalpia de formação das substâncias pelo coeficiente que elas apresentam na reação, pois a entalpia de formação se refere a apenas 1 mol de moléculas da substância.

Assim, a variação de entalpia da reação pode ser calculada por:

$$\Delta H_{\text{reação}} = \overbrace{(\boldsymbol{c} \cdot \Delta H_f^0\ C + \boldsymbol{d} \cdot \Delta H_f^0\ D)}^{H_{\text{produtos}}} - \overbrace{(\boldsymbol{a} \cdot \Delta H_f^0\ A + \boldsymbol{b} \cdot \Delta H_f^0\ B)}^{H_{\text{reagentes}}}$$

$$\Delta H_{\text{reação}} = \Delta H_{f\ \text{produtos}}^0 - \Delta H_{f\ \text{reagentes}}^0$$

Como os valores dos ΔH_f^0 de muitas substâncias são tabelados, podemos encontrar facilmente o ΔH de diversas reações por esse método.

Considere o seguinte exemplo:

Qual o valor da variação de entalpia da reação de redução da hematita, Fe_2O_3(s), com o monóxido de carbono, CO(g), para obtenção de ferro metálico, Fe(s), e gás carbônico, CO_2(g)?

$$1\ Fe_2O_3(s) + 3\ CO(g) \longrightarrow 2\ Fe(s) + 3\ CO_2(g)$$

Dados os valores de entalpia de formação de reagentes e produtos:

$\Delta H_f^0\ Fe_2O_3(s) = -196,5$ kcal/mol; $\Delta H_f^0\ CO(g) = -26,4$ kcal/mol;

$\Delta H_f^0\ Fe(s) = 0,0$ kcal/mol; $\Delta H_f^0\ CO_2(s) = -94,1$ kcal/mol.

Podemos calcular a variação de entalpia, ΔH, da reação:

$$\Delta H = [2 \cdot (\Delta H_f^0\ Fe) + 3 \cdot (\Delta H_f^0\ CO_2)] - [1 \cdot (\Delta H_f^0\ Fe_2O_3) + 3 \cdot (\Delta H_f^0\ CO)]$$

$$\Delta H = [2 \cdot (0,0) + 3 \cdot (-94,1)] - [1 \cdot (-196,5) + 3 \cdot (-26,4)]$$

$$\Delta H = (-282,3) - (-275,7) \longrightarrow \Delta H = -6,6\ \text{kcal}$$

O valor do ΔH da reação de redução da hematita é igual a –6,6 kcal.

Os dados da entalpia de formação de reagentes e produtos são tabelados e fornecidos sempre que necessário.

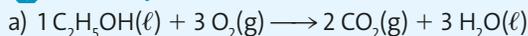
Exercício resolvido

4 (UFRRJ) A produção de álcool volta a ser apontada como uma das soluções para os problemas da poluição ambiental. Recentemente um acordo entre Brasil e Alemanha permitirá a fabricação de carros movidos a álcool. Sabendo-se os valores das entalpias de formação a 25 °C:

- 94,1 kcal/mol para $CO_2(g)$.
- 68,3 kcal/mol para $H_2O(\ell)$.
- 66,4 kcal/mol para $C_2H_5OH(\ell)$.

a) Escreva a reação que corresponde a essa combustão.
b) Calcule o calor envolvido na queima de 92 g de etanol.

Resolução

a) $1\ C_2H_5OH(\ell) + 3\ O_2(g) \longrightarrow 2\ CO_2(g) + 3\ H_2O(\ell)$

b) $\Delta H = H_f - H_i$

$\Delta H = [2 \cdot (-94,1) + 3 \cdot (-68,3)] - [1 \cdot (-66,4) + 3 \cdot 0]$

$\Delta H = (-393,1) - (-66,4)$

$\Delta H = -326,7$ kcal/mol

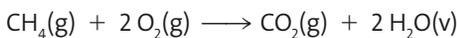
Etanol, $C_2H_5OH = 46$ g/mol

46 g ———— 326,7 kcal
92 g ———— x

$$x = \frac{92 \cdot 326,7}{46} \Rightarrow x = 653,4 \text{ kcal}$$

Exercícios

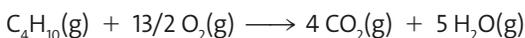
12 (UFMG) O gás natural (metano) é um combustível utilizado, em usinas termoelétricas, na geração de eletricidade, a partir da energia térmica liberada na combustão:

$CH_4(g) + 2\ O_2(g) \longrightarrow CO_2(g) + 2\ H_2O(v)$

$\Delta H = -800$ kJ/mol

Em Ibirité, região metropolitana de Belo Horizonte, está em fase de instalação uma termoelétrica que deverá ter, aproximadamente, uma produção de $2,4 \cdot 10^9$ kJ/hora de energia elétrica.
Considere que a energia térmica liberada na combustão do metano é completamente convertida em energia elétrica. Nesse caso, a massa de $CO_2(g)$ lançada na atmosfera será, aproximadamente, igual a:

a) 3 toneladas/hora.
b) 18 toneladas/hora.
c) 48 toneladas/hora.
X d) 132 toneladas/hora.

13 (Univali-SC) O gás engarrafado, usualmente consumido como combustível em fogões, é mistura de hidrocarbonetos derivados do petróleo, constituída, predominantemente, de butano, C_4H_{10} (C = 12, H = 1). Uma dona de casa, utilizando-se de seus conhecimentos em Termoquímica e sabendo que a quantidade de calor produzida em seu fogão, devido à combustão do butano, foi de 60 000 kJ, calculou que o botijão de gás utilizado apresenta uma diminuição de massa de:

$C_4H_{10}(g) + 13/2\ O_2(g) \longrightarrow 4\ CO_2(g) + 5\ H_2O(g)$

$\Delta H = -2\,900$ kJ

a) 1,0 kg.
X b) 1,2 kg.
c) 2,8 kg.
d) 3,2 kg.
e) 4,4 kg.

14 (Unimep-SP) Calcule o ΔH^0 em kcal/mol, a 25 °C, para:

$1\ Fe_2O_3(s) + 1\ CO(g) \longrightarrow 2\ FeO(s) + 1\ CO_2(g)$

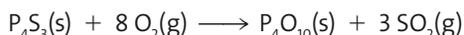
Dados os calores de formação em kcal/mol:

$\Delta H_f^0\ Fe_2O_3(s) = -196,50$; $\Delta H_f^0\ CO(g) = -26,41$;

$\Delta H_f^0\ FeO(s) = -63,80$; $\Delta H_f^0\ CO_2(g) = -94,05$.

a) 12,60.
X b) 1,26.
c) 6,30.
d) 9,80.
e) 37,50.

15 (PUC-RS) Considere as informações a seguir e preencha corretamente as lacunas.
A reação ocorrida na queima de um palito de fósforo deve-se a uma substância chamada trissulfeto de tetrafósforo, que inflama na presença de oxigênio, e pode ser representada pela equação

$P_4S_3(s) + 8\ O_2(g) \longrightarrow P_4O_{10}(s) + 3\ SO_2(g)$

Composto	ΔH_f^0 (kJ · mol^{-1})
$P_4S_3(s)$	−151,0
$P_4O_{10}(s)$	−2 940,0
$SO_2(g)$	−296,8

A quantidade de calor ////////////// na reação de combustão de 22 g de $P_4S_3(s)$ é, aproximadamente, ////////////// kJ.

X a) liberado; 367,94
b) liberado; 338,4
c) absorvido; 3 384
d) absorvido; 36 794
e) liberado; 36 794

5 Lei de Hess

O médico e químico suíço Germain Henri Hess (1802-1850) viveu toda sua vida na Rússia e é considerado percursor da Termoquímica. Em 1840 Hess constatou a seguinte lei:

> "A variação de entalpia envolvida numa reação química, sob certas condições experimentais, depende exclusivamente da entalpia inicial dos reagentes e da entalpia final dos produtos, seja a reação executada numa única etapa, seja em várias etapas sucessivas."

Germain Henri Ivanovitch Hess foi um químico nascido em Genebra, na Suíça, no dia 7 de agosto de 1802.

Em outras palavras, o valor de ΔH de um processo não depende do número de etapas intermediárias nem do tipo de reação que ocorre em cada etapa do processo. Isso reafirma a expressão:

$$\Delta H_{reação} = H_{produtos} - H_{reagentes}$$

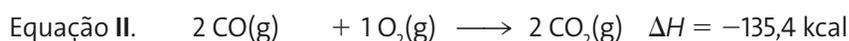
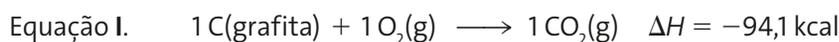
Essa lei permite trabalhar com equações químicas como se fossem equações matemáticas, efetuando o cálculo do ΔH de uma reação ***X*** pela soma de reações de ΔH conhecidos, cujo resultado seja a reação ***X***.

Considere, por exemplo, a reação de combustão incompleta do carbono produzindo apenas monóxido de carbono, CO(g):

Equação ***X***: $2\ C(grafita) + 1\ O_2(g) \longrightarrow 2\ CO(g) \quad \Delta H = ?$

É impossível medir com precisão o ΔH dessa reação, pois, na prática, não se consegue parar a oxidação do carbono exatamente no estágio correspondente à formação do CO(g). Sempre acaba se formando um pouco de $CO_2(g)$. Porém, podemos obter experimentalmente a variação de entalpia das reações abaixo em um calorímetro e, a partir desses valores, chegar ao valor da variação de entalpia da equação ***X***.

Equação **I**. $1\ C(grafita) + 1\ O_2(g) \longrightarrow 1\ CO_2(g) \quad \Delta H = -94,1\ kcal$

Equação **II**. $2\ CO(g) + 1\ O_2(g) \longrightarrow 2\ CO_2(g) \quad \Delta H = -135,4\ kcal$

Obedecendo a algumas regras matemáticas, podemos "manipular" as equações **I** e **II** de modo que, ao somá-las, o resultado seja a equação ***X***. Acompanhe:

- Na equação ***X***, temos como primeiro reagente 2 mol de C(grafita). O C(grafita) aparece na equação **I**, porém na quantidade de 1 mol.
  Devemos então multiplicar toda a equação **I** por 2 para obter uma reação em que 2 mol de C(grafita) sofrem combustão completa.

> Ao multiplicar ou dividir os coeficientes de uma equação termoquímica por um número qualquer, deve-se multiplicar ou dividir o valor de ΔH dessa reação pelo mesmo número.

Equação I · 2:

$2\ C(grafita) + 2\ O_2(g) \longrightarrow 2\ CO_2(g) \quad \Delta H = -188,2\ kcal$

[Hess desenvolveu um dos mais importantes princípios da termoquímica, a lei de Hess.]
Estudou Medicina, Química e Geologia na Universidade de Tartu, Estônia, de 1822 a 1825. Foi médico até tornar-se professor de Química da Universidade de São Petersburgo, Rússia, em 1830. Pesquisou inicialmente a oxidação de açúcares. Suas principais pesquisas foram feitas em jazidas de minerais russos e de gás natural na região de Baku, às margens do mar Cáspio. Em 1834, escreveu um livro-texto de Química que foi adotado por estudantes de muitas escolas e universidades russas. Em 1840, enunciou a lei de Hess. [...] Faleceu em São Petersburgo em 30 de novembro de 1850.

Disponível em: <www.soq.com.br/biografias/hess/>. Acesso em: 16 out. 2015.

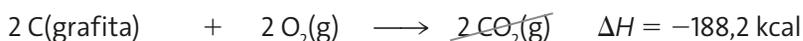
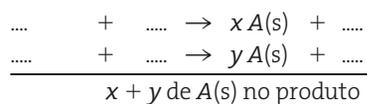
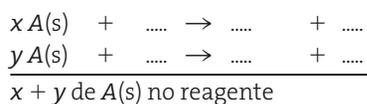
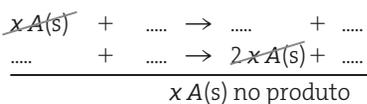
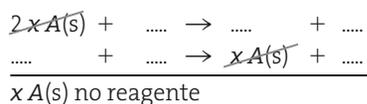
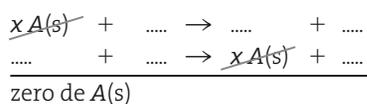
- Na equação ***X***, temos como produto 2 mol de CO(g). Na equação **II** aparecem 2 mol de CO(g) no reagente. Devemos então inverter a equação **II** para obter uma reação em que se formam 2 mol de CO(g).

> Ao inverter uma reação termoquímica, deve-se trocar o sinal do ΔH, pois, se em determinado sentido a reação libera calor, em sentido contrário, a reação terá de absorver a mesma quantidade de calor que havia liberado, e vice-versa.

Inverso da equação II:

$$2\ CO_2(g) \longrightarrow 2\ CO(g) + 1\ O_2(g) \qquad \Delta H = +135{,}4\ kcal$$

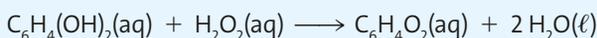
- Não consideramos o reagente CO_2(g) da equação ***X*** porque ele aparece tanto na equação **I** como na equação **II**.
  Em geral, quando isso ocorre, o reagente (ou o produto) acaba se ajustando sozinho ao se concluir a soma algébrica das equações.
  Somando-se as equações **I** e **II**, após a aplicação das regras descritas anteriormente, obteremos a equação ***X***.
  Observe: (equação **I** · 2) + inverso da equação **II** = equação ***X***

$$2\ C(grafita) + 2\ O_2(g) \longrightarrow \cancel{2\ CO_2(g)} \qquad \Delta H = -188{,}2\ kcal$$
$$\cancel{2\ CO_2(g)} \longrightarrow 2\ CO(g) + 1\ O_2(g) \qquad \Delta H = +135{,}4\ kcal$$
$$2\ C(grafita) + 1\ O_2(g) \longrightarrow 2\ CO(g) \qquad \Delta H = -52{,}8\ kcal$$

Como de fato o resultado da adição da equação **I** multiplicado por 2 com o inverso da equação **II** forneceu a equação ***X***, então o ΔH da reação ***X*** é igual à soma dos valores dos ΔH dessas equações.

O processo para somar as equações químicas segue as etapas:

- Se uma substância aparece na mesma quantidade no reagente de uma equação e no produto de outra equação, a soma será igual a zero.
- Se uma substância aparece em maior quantidade no reagente de uma equação e em menor quantidade no produto de outra equação, devemos subtrair essas quantidades em módulo e colocar o resultado no reagente da equação final.
- Se uma substância aparece em maior quantidade no produto de uma equação e em menor quantidade no reagente de outra equação, devemos subtrair essas quantidades em módulo e colocar o resultado no produto da equação final.
- Se uma substância aparece no reagente de duas ou mais equações diferentes, devemos somar todas as quantidades e colocar o total no reagente da equação final. O mesmo raciocínio deve ser seguido no caso de uma substância que aparece no produto de duas ou mais equações diferentes.
- Se uma substância aparece no reagente ou no produto de apenas uma equação entre as várias que estão sendo somadas, devemos colocar essa substância respectivamente no reagente ou no produto da equação final na quantidade em que ela se apresenta.

Exercício resolvido

5 (Fuvest-SP) O besouro-bombardeiro espanta seus predadores expelindo uma solução quente. Quando ameaçado, em seu organismo ocorre a mistura de soluções aquosas de hidroquinona, peróxido de hidrogênio e enzimas, que promovem uma reação exotérmica, representada por:

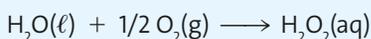
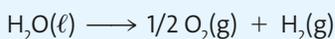
$$C_6H_4(OH)_2(aq) + H_2O_2(aq) \longrightarrow C_6H_4O_2(aq) + 2\,H_2O(\ell)$$

O calor envolvido nessa transformação pode ser calculado, considerando-se os processos:

$C_6H_4(OH)_2(aq) \longrightarrow C_6H_4O_2(aq) + H_2(g)$

$\Delta H^0 = +177\ kJ \cdot mol^{-1}$

$H_2O(\ell) + 1/2\,O_2(g) \longrightarrow H_2O_2(aq)$

$\Delta H^0 = +95\ kJ \cdot mol^{-1}$

$H_2O(\ell) \longrightarrow 1/2\,O_2(g) + H_2(g)$

$\Delta H^0 = +286\ kJ \cdot mol^{-1}$

Assim sendo, o calor envolvido na reação que ocorre no organismo do besouro é:

a) $-558\ kJ \cdot mol^{-1}$.
b) $-204\ kJ \cdot mol^{-1}$.
c) $+177\ kJ \cdot mol^{-1}$.
d) $+558\ kJ \cdot mol^{-1}$.
e) $+585\ kJ \cdot mol^{-1}$.

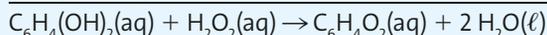
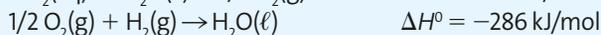
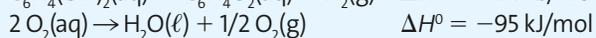
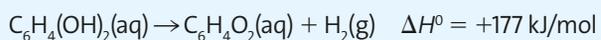
Resolução

Pela lei de Hess, encontramos o valor de ΔH da reação pela soma algébrica dos valores de ΔH do primeiro processo com os do segundo e do terceiro invertidos:

$C_6H_4(OH)_2(aq) \rightarrow C_6H_4O_2(aq) + H_2(g)$ $\quad \Delta H^0 = +177\ kJ/mol$

$2\,O_2(aq) \rightarrow H_2O(\ell) + 1/2\,O_2(g)$ $\quad \Delta H^0 = -95\ kJ/mol$

$1/2\,O_2(g) + H_2(g) \rightarrow H_2O(\ell)$ $\quad \Delta H^0 = -286\ kJ/mol$

$C_6H_4(OH)_2(aq) + H_2O_2(aq) \rightarrow C_6H_4O_2(aq) + 2\,H_2O(\ell)$

$\Delta H^0 = +177 + (-95) + (-286)$

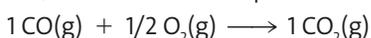
$\Delta H^0 = -204\ kJ/mol$

Alternativa **b**.

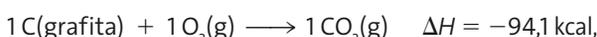
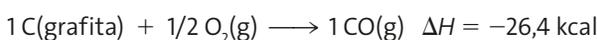
Exercícios

ATENÇÃO! Não escreva no seu livro!

16 (FGV-SP) Em um conversor catalítico, usado em veículos automotores, em seu cano de escape para redução da poluição atmosférica, ocorrem várias reações químicas, e uma das mais importantes é:

$1\,CO(g) + 1/2\,O_2(g) \longrightarrow 1\,CO_2(g)$

Dado que as entalpias das reações abaixo são:

$1\,C(grafita) + 1/2\,O_2(g) \longrightarrow 1\,CO(g) \quad \Delta H = -26{,}4\ kcal$

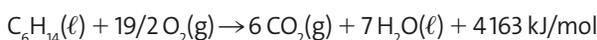
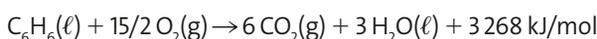
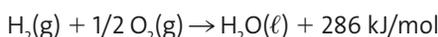
$1\,C(grafita) + 1\,O_2(g) \longrightarrow 1\,CO_2(g) \quad \Delta H = -94{,}1\ kcal$,

pode-se afirmar que a reação inicial é:

a) exotérmica e absorve 67,7 kcal/mol.
b) exotérmica e libera 120,5 kcal/mol.
X c) exotérmica e libera 67,7 kcal/mol.
d) endotérmica e absorve 120,5 kcal/mol.
e) endotérmica e absorve 67,7 kcal/mol.

17 (Fuvest-SP) Benzeno pode ser obtido a partir de hexano por reforma catalítica. Considere os dados abaixo da reação de combustão e o respectivo calor liberado kJ/mol de combustível.

$H_2(g) + 1/2\,O_2(g) \rightarrow H_2O(\ell) + 286\ kJ/mol$

$C_6H_6(\ell) + 15/2\,O_2(g) \rightarrow 6\,CO_2(g) + 3\,H_2O(\ell) + 3\,268\ kJ/mol$

$C_6H_{14}(\ell) + 19/2\,O_2(g) \rightarrow 6\,CO_2(g) + 7\,H_2O(\ell) + 4\,163\ kJ/mol$

Pode-se então afirmar que na formação de 1 mol de benzeno, a partir do hexano, há:

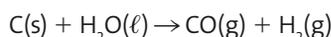
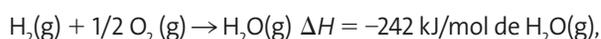
a) liberação de 249 kJ.
X b) absorção de 249 kJ.
c) liberação de 609 kJ.
d) absorção de 609 kJ.
e) liberação de 895 kJ.

18 (UEA-AM) Em condições apropriadas, o carbono reage com vapor de água produzindo uma mistura gasosa combustível, de grande interesse industrial, conhecida como gás de água. Essa reação é representada por:

$C(s) + H_2O(\ell) \rightarrow CO(g) + H_2(g)$

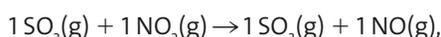
Com base nos dados,

$C(s) + 1/2\,O_2\,(g) \rightarrow CO(g) \quad \Delta H = -111\ kJ/mol\ de\ CO\ (g)$

$H_2(g) + 1/2\,O_2\,(g) \rightarrow H_2O(g) \quad \Delta H = -242\ kJ/mol\ de\ H_2O(g)$,

o H da reação de produção do gás de água é, em kJ/mol de $H_2(g)$, igual a:

a) −353 e, portanto, é uma reação exotérmica.
b) 0353 e, portanto, é uma reação endotérmica.
c) −131 e, portanto, é uma reação endotérmica.
d) +131 e, portanto, é uma reação exotérmica.
X e) +131 e, portanto, é uma reação endotérmica.

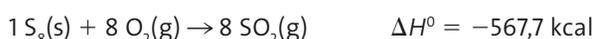
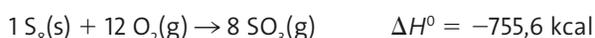
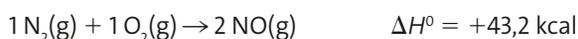
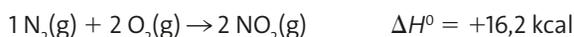
19 Calcule o ΔH da reação:

$1\,SO_2(g) + 1\,NO_2(g) \rightarrow 1\,SO_3(g) + 1\,NO(g)$,

dadas as seguintes reações a 25 °C e 1 atm.

$1\,N_2(g) + 2\,O_2(g) \rightarrow 2\,NO_2(g) \quad \Delta H^0 = +16{,}2\ kcal$

$1\,N_2(g) + 1\,O_2(g) \rightarrow 2\,NO(g) \quad \Delta H^0 = +43{,}2\ kcal$

$1\,S_8(s) + 12\,O_2(g) \rightarrow 8\,SO_3(g) \quad \Delta H^0 = -755{,}6\ kcal$

$1\,S_8(s) + 8\,O_2(g) \rightarrow 8\,SO_2(g) \quad \Delta H^0 = -567{,}7\ kcal$

6 Energia das ligações

Sabemos que os átomos dos diversos elementos químicos estabelecem ligações entre si para adquirir estabilidade.

Em geral, adquirir estabilidade significa sair de uma situação de maior energia para passar a outra situação de menor energia.

Desse modo, concluímos:

- Quando 2 átomos estabelecem entre si uma ligação covalente simples, dupla ou tripla, ocorre liberação de uma quantidade ***X*** de energia. Os átomos liberam energia e adquirem estabilidade. A formação da ligação química é um processo exotérmico ($\Delta H < 0$, negativo).

Formação de ligação química ⇒ processo exotérmico ⇒ libera energia ⇒ $\Delta H < 0$, negativo.

- Para romper a ligação covalente simples, dupla ou tripla estabelecida entre dois átomos, é necessário fornecer a mesma quantidade ***X*** de energia que os átomos haviam liberado na formação da ligação. Os átomos absorvem essa energia ***X*** e voltam a uma situação de instabilidade. O rompimento da ligação química é um processo endotérmico ($\Delta H > 0$, positivo).

Rompimento de ligação química ⇒ processo endotérmico ⇒ absorve energia ⇒ $\Delta H > 0$, positivo.

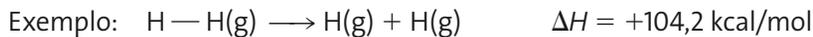
O ICP-OES (espectrômetro de emissão ótica com plasma acoplado indutivamente) é um equipamento que determina a composição elementar de uma amostra promovendo a quebra das ligações químicas por aquecimento.

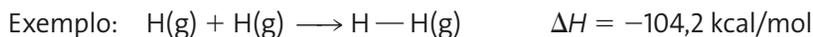
Na prática, não é possível medir a energia liberada quando 2 átomos estabelecem uma ligação química, mas é possível medir a energia necessária para romper 1 mol de ligações de mesmo tipo entre 2 átomos. Essa energia associada à ligação química é denominada **energia de ligação**.

Energia de ligação é uma medida da entalpia média, ΔH, necessária para romper 1 mol de ligações covalentes (simples, dupla ou tripla) entre 2 átomos, para obter esses átomos isolados na fase gasosa.

O valor da entalpia de ligação é sempre fornecido em módulo, pois o sinal dependerá de a ligação estar sendo rompida ($\Delta H > 0$) ou formada ($\Delta H < 0$).

- O rompimento de uma ligação química é sempre um processo endotérmico.

  Exemplo: $H — H(g) \longrightarrow H(g) + H(g)$ $\quad \Delta H = +104,2$ kcal/mol

- A formação de uma ligação química é sempre um processo exotérmico.

  Exemplo: $H(g) + H(g) \longrightarrow H — H(g)$ $\quad \Delta H = -104,2$ kcal/mol

Observações:

1) A energia de ligação entre 2 átomos determinados é praticamente constante, qualquer que seja a substância da qual façam parte. Isso prova que a energia de ligação é uma propriedade diretamente relacionada aos átomos ligantes, que sofre pouca influência da vizinhança constituída pelos demais átomos.

2) Quanto maior a energia de ligação, mais fortes serão as forças que unem os dois átomos.

A tabela ao lado traz os valores de algumas energias de ligação.

De posse desses valores (tabelados), podemos calcular a variação de entalpia, ΔH, da reação pelo somatório de todas as energias de ligações rompidas nos reagentes e formadas nos produtos:

$$\Delta H_{reação} = \Sigma \Delta H_{ligações\ rompidas\ nos\ reagentes} + \Sigma \Delta H_{ligações\ formadas\ nos\ produtos}$$

(processo endotérmico, $\Delta H > 0$) **(processo exotérmico, $\Delta H < 0$)**

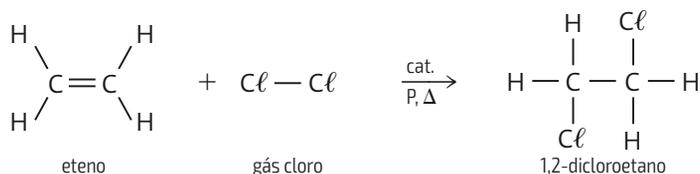
Na relação acima, temos:

- $\Delta H_{ligações\ rompidas\ nos\ reagentes}$: indica a soma de toda a energia absorvida para romper as ligações nos reagentes. O processo é endotérmico, e o sinal do ΔH é positivo ($\Delta H > 0$).
- $\Delta H_{ligações\ formadas\ nos\ produtos}$: indica a soma de toda a energia liberada na formação dos produtos. O processo é exotérmico, e o sinal do ΔH é negativo ($\Delta H < 0$).

Considere o seguinte exemplo:

O 1,2-dicloroetano pode ser obtido pela reação de adição de gás cloro, $C\ell_2(g)$, ao eteno, $C_2H_4(g)$, conforme mostra a equação abaixo:

$$H_2C{=}CH_2 + C\ell{-}C\ell \xrightarrow[P,\ \Delta]{cat.} H{-}CH(C\ell){-}CH(C\ell){-}H$$

eteno — gás cloro — 1,2-dicloroetano

A partir das energias de ligação fornecidas ao lado, é possível calcular o ΔH da reação:

- $\Delta H_{ligações\ rompidas\ nos\ reagentes}$: é a energia absorvida (+) no rompimento das seguintes ligações:

4 mol de ligações H — C = 4 · +98,8 kcal
1 mol de ligações C = C = 1 · +146,8 kcal
1 mol de ligações Cℓ — Cℓ = 1 · +58,0 kcal

$\Delta H_{ligações\ rompidas\ nos\ reagentes}$ = +600 kcal

- $\Delta H_{ligações\ formadas\ nos\ produtos}$: é a energia liberada (–) na formação das seguintes ligações:

2 mol de ligações C — Cℓ = 2 · –78,2 kcal
4 mol de ligações C — H = 4 · –98,8 kcal
1 mol de ligações C — C = 1 · –82,9 kcal

$\Delta H_{ligações\ formadas\ nos\ produtos}$ = –634,5 kcal

Fazendo a somatória das ligações rompidas no reagente e formadas no produto, encontramos o ΔH da reação:

$\Delta H_{reação} = \Sigma \Delta H_{ligações\ rompidas\ nos\ reagentes} + \Sigma \Delta H_{ligações\ formadas\ nos\ produtos}$

$\Delta H_{reação} = 600 + (-634,5) \Rightarrow \Delta H_{reação} = -34,5$ kcal

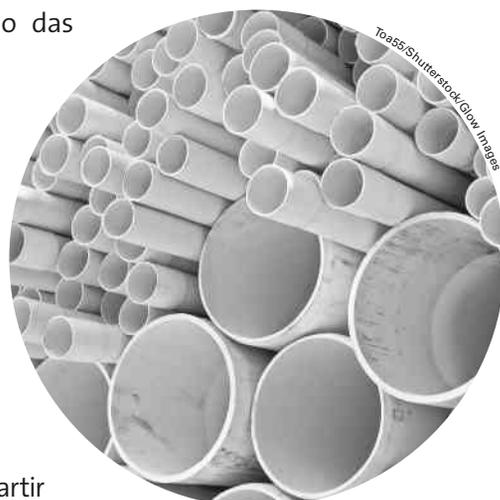
A variação de entalpia da reação de obtenção do 1,2-dicloroetano a partir da adição de cloro ao eteno é igual a –34,5 kcal/mol, um processo exotérmico.

Energia de ligação (valores em módulo)

Ligação	Entalpia de ligação de ligações rompidas ou formadas/ kJ · mol⁻¹
H — H	436,0
H — Cℓ	431,8
C — H	413,4
C — C	346,8
C = C	614,2
C ≡ C	833,4
C = C carbonila	745,3
C = C (CO_2)	804,3
H — O	463,5
O = O	468,6
N ≡ N	945,4

Fonte: SPENCER, James N.; BODNER, George M.; RICKARD, Lyman H. *Química*: estrutura e dinâmica. Rio de Janeiro: LTC, 2007.

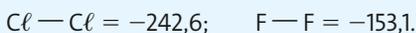
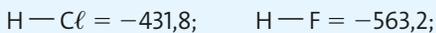
Ligação	Energia/ kcal · mol⁻¹
H — C	98,8
C = C	146,8
Cℓ — Cℓ	58,0
C — C	82,9
C — Cℓ	78,2

Toa55/Shutterstock/Glow Images

Tubos de PVC

Exercício resolvido

6 (PUC-SP) São dadas as seguintes energias de ligação em kJ/mol de ligação formada:

H — Cℓ = −431,8; H — F = −563,2;

Cℓ — Cℓ = −242,6; F — F = −153,1.

Com os dados acima é possível prever que a reação a seguir:

$2\ HC\ell(g) + 1\ F_2(g) \longrightarrow 2\ HF(g) + 1\ C\ell_2(g)$

teria Δ*H*, em kJ, da ordem de:

a) −585,9. b) −352,3. c) −220,9. d) +220,9. e) +352,3.

Resolução

$2\ HC\ell(g) + 1\ F_2(g) \longrightarrow 2\ HF(g) + 1\ C\ell_2(g)$

$\Delta H = \{[(2 \cdot H - C\ell) + (1 \cdot F - F)] + [(2 \cdot H - F) + (1 \cdot C\ell - C\ell)]\}$

$\Delta H = \{[2 \cdot (+431,8)] + [1 \cdot (+153,1)]\} + \{[2 \cdot (-563,2)] +$
$+ [1 \cdot (-242,6)]\}$

$\Delta H = \{[+863,6 + 153,1] + [-1126,4 - 242,6]\}$

$\Delta H = \{1016,7 - 1369\}$

$\Delta H = -352,3$ kJ

Alternativa **b**.

Exercícios

20 (Unicamp-SP) No funcionamento de um motor, a energia envolvida na combustão do n-octano promove a expansão dos gases e também o aquecimento do motor. Assim, conclui-se que a soma das energias envolvidas na formação de todas as ligações químicas é:

a) maior que a soma das energias envolvidas no rompimento de todas as ligações químicas, o que faz o processo ser endotérmico.
b) menor que a soma das energias envolvidas no rompimento de todas as ligações químicas, o que faz o processo ser exotérmico.
c) maior que a soma das energias envolvidas no rompimento de todas as ligações químicas, o que faz o processo ser exotérmico.
d) menor que a soma das energias envolvidas no rompimento de todas as ligações químicas, o que faz o processo ser endotérmico.

21 (Fuvest-SP) Pode-se conceituar energia de ligação química como sendo a variação de entalpia (Δ*H*) que ocorre na quebra de 1 mol de uma dada ligação. Assim, na reação representada pela equação:

$$NH_3(g) \longrightarrow N(g) + 3\ H(g);$$

Δ*H* = 1170 kJ/mol de NH_3, são quebrados 3 mols de ligação N — H, sendo, portanto, a energia de ligação N — H igual a 390 kJ/mol.
Sabendo-se que na decomposição:

$$N_2H_4(g) \longrightarrow 2\ N(g) + 4\ H(g);$$

Δ*H* = 1720 kJ/mol de N_2H_4
são quebradas ligações N — N e N — H, qual o valor da energia de ligação N — N?

a) 80 kJ/mol
b) 160 kJ/mol
c) 344 kJ/mol
d) 550 kJ/mol
e) 1330 kJ/mol

22 (Cefet-RJ) "A BMW testa veículos movidos a hidrogênio e antecipa uma novidade que chegará ao mercado em 2005. A indústria (...) aposta no hidrogênio como um dos mais promissores substitutos da gasolina. Ele não depende de reservas estratégicas e é facilmente obtido com a quebra da molécula de água. (...) Em vez do dióxido de carbono, o escapamento expele água. O hidrogênio pode zerar a emissão de poluentes por veículos no futuro..."

Revista *Época*, out. 2000.

Com base nos dados da tabela a seguir, podemos afirmar que a variação de entalpia, Δ*H*, da reação:

Ligação	Energia de ligação (kJ · mol⁻¹)
H — H	437
H — O	463
O = O	494

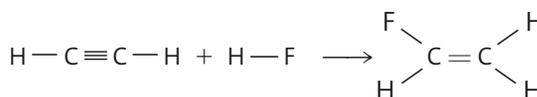
$2\ H_2(g) + O_2(g) \longrightarrow 2\ H_2O(g)$, em kJ/mol de $H_2O(g)$, é:

a) −442.
b) −242.
c) +221.
d) +467.
e) +488.

23 Com base nas seguintes energias de rompimento de ligação fornecidas em kcal/mol: C = C, +146; C ≡ C, +200; C — H, +100; C — F, +116 e H — F, +135, calcule a energia total envolvida na reação:

H — C ≡ C — H + H — F ⟶ (F)(H)C = C(H)(H)

CAPÍTULO 7

Cinética química

FOI NOTÍCIA!

Ilhas de calor em São Paulo: pontos quentes da cidade

"Dia de verão em São Paulo. Na Avenida Paulista, cartão-postal da cidade, os termômetros indicam 30 °C às 15 horas. Os edifícios de concreto e vidro refletem o sol. A brisa é pouca. [...] O asfalto dá a impressão de derreter-se. [...] Mas a poucos quilômetros dali, no bairro do Morumbi, a poluição é menor e o índice de arborização atinge 47% do território, 34 pontos percentuais a mais que o verificado na Paulista. Resultado: os termômetros marcam 25 °C. No mesmo dia, na mesma hora, no sul e no norte do município, onde se encontram as áreas rurais e de proteção dos mananciais, a temperatura é de 20 °C, 10 °C a menos que na zona central da cidade. Aumentou o verde, diminuíram as construções, a densidade demográfica, a poluição, o asfalto. A chamada ilha de calor ficou para trás.

O fenômeno da ilha de calor é caracterizado pela enorme diversidade de temperaturas em áreas diferentes de uma cidade. As variações de até 10 °C na capital paulistana são demonstradas no mapeamento realizado pela Secretaria Municipal do Meio Ambiente, com o apoio do Instituto Oceanográfico da Universidade de São Paulo (USP). Os cientistas da USP cruzaram as informações coletadas por termômetros de superfície e pelo satélite LandSat-5.

[...] O concreto, os tijolos e o asfalto absorvem a radiação solar direta, para transformá-la em calor latente. Mesmo após o anoitecer, esses materiais continuam liberando energia e aquecendo o ar noturno até a alvorada. [...] Um pedaço de asfalto, por exemplo, pode chegar à temperatura de 46 °C, em um dia de verão paulistano, enquanto uma área de grama exposta à mesma radiação não ultrapassará os 32 °C.

Ao contrário das edificações e do asfalto, a vegetação absorve e libera a radiação solar rapidamente através do processo de transpiração. [...] 'Daí que a impermeabilização do solo também contribui para a redução da umidade relativa do ar', explica o meteorologista Sílvio de Oliveira, da Cetesb.

Além de irradiar ondas de calor, os edifícios reduzem a circulação dos ventos e a renovação do ar, facilitando a acumulação de poluentes." [...]

LOUREIRO, Tatiana. Disponível em: <http://super.abril.com.br/ideias/ilhas-de-calor-em-sao-paulo-pontos-quentes-da-cidade>. Acesso em: 30 set. 2015.

Alf Ribeiro/Shutterstock

O fenômeno das ilhas de calor pode ser observado em cidades como São Paulo. Avenida Paulista, 2014.

Você leu uma matéria sobre as ilhas de calor com temperaturas que chegam a ser 10 °C superiores a de regiões próximas mais arborizadas. Você sabe por que o aumento de temperatura também aumenta a poluição atmosférica?

1 Taxa de desenvolvimento da reação

Observe as imagens a seguir e as perguntas que as acompanham.

The Image Bank/Getty Images

Quanto tempo um *air bag* demora para ser acionado?

Chris Butler/Alamy/Other Images

Quanto tempo uma laranja demora para se decompor?

SPL/Latinstock

Quanto tempo o petróleo precisa para se formar?

Rozbyshaka/Shutterstock/Glow Images

Quanto tempo demora a explosão dos fogos de artifício?

Diego Cervo/Shutterstock/Glow Images

Quanto tempo um comprimido efervescente demora para se desfazer na água?

Sérgio Dotta/Arquivo da editora

Qual a diferença entre o tempo que o $H_2O_2(aq)$ gasta para se decompor sozinho e na presença de batata?

A necessidade de controlar o tempo em que determinado fenômeno se desenvolve, tornando-o mais lento ou mais rápido, se faz presente em qualquer pesquisa científica, principalmente no que diz respeito às transformações químicas.

É fácil constatar que cada reação química, feita sob determinadas condições, ocorre em certa taxa de rapidez, gastando um tempo determinado para se completar. Em geral, podemos variar essa taxa de rapidez da reação modificando as condições a que ela está submetida.

O termo velocidade em Física é definido como espaço percorrido em função do tempo. Em Química, o termo velocidade está relacionado à rapidez com que uma reação química ocorre. Para não usarmos o mesmo termo com sentidos diferentes, optamos por falar em **taxa de desenvolvimento de uma reação**, ou **taxa de rapidez de uma reação**, em vez de velocidade.

Algumas reações são muito rápidas e ocorrem quase instantaneamente, como a combustão do TNT (trinitrotolueno) e a oxidação da hidrazina, N_2H_4, pelo peróxido de hidrogênio, H_2O_2 (reação utilizada na propulsão de foguetes). Outras reações, ao contrário, são muito lentas, e às vezes demoram séculos, como a formação do petróleo e a degradação natural de alguns plásticos (cerca de 120 anos) e do vidro (cerca de 4 mil anos).

Estudar o mecanismo ou como a taxa de desenvolvimento de reações tão lentas varia em função de cada reagente é uma tarefa bastante difícil. Há, porém, muitas reações que ocorrem com uma taxa de desenvolvimento moderada, como a decomposição térmica de sais, a combustão de vários compostos orgânicos e a transformação dos alimentos pela ação de bactérias. A respeito de reações que ocorrem com uma taxa de desenvolvimento moderada, podemos fazer uma série de perguntas:

- Qual a taxa de desenvolvimento média da reação?
- Que fatores influem na taxa de desenvolvimento da reação?
- Como alterar a taxa de desenvolvimento da reação para que se torne mais rápida ou mais lenta?
- É possível determinar o caminho pelo qual os reagentes se transformam em produtos, isto é, o mecanismo da reação?

Responder a essas e a outras perguntas referentes à taxa de desenvolvimento das reações químicas é o objetivo da Cinética química.

A Cinética química estuda a taxa de desenvolvimento das reações e os fatores que a influenciam. Estuda ainda a possibilidade de controlar essa taxa de desenvolvimento, tornando as reações mais rápidas ou mais lentas, com base no mecanismo das reações.

Degradar o lixo em poucas horas ou retardar por anos a deterioração de um alimento são conquistas que todo cientista almeja.

Talvez ainda leve algum tempo para que esses objetivos específicos sejam atingidos em grande escala, mas há muitos outros de grande valor que já se tornaram realidade graças ao desenvolvimento da Cinética química.

Taxa de desenvolvimento média em função de reagentes e produtos

Considere, por exemplo, a reação genérica balanceada, esquematizada a seguir, na qual duas substâncias *A* e *B* reagem entre si na proporção $a\,A + b\,B$, produzindo duas novas substâncias, *C* e *D*, na proporção $c\,C + d\,D$:

$$a\,A + b\,B \longrightarrow c\,C + d\,D$$

No início da reação (tempo zero), têm-se apenas as substâncias *A* e *B*. Uma vez iniciado o processo, as quantidades das substâncias *A* e *B* vão diminuindo progressivamente, enquanto começam a surgir as substâncias *C* e *D*, em quantidades que vão aumentando até que a reação se complete.

Define-se então:

> A taxa de desenvolvimento média, Td_m, é calculada em função de uma das substâncias participantes da reação e é expressa pela razão entre a quantidade consumida ou produzida dessa substância e o intervalo de tempo, Δt, em que isso ocorreu.

A taxa de desenvolvimento média da reação genérica esquematizada acima pode ser calculada por uma das expressões abaixo:

Consumo de reagentes:

$$Td_m = \frac{\text{quantidade de } A \text{ consumido}}{\Delta t} \quad \text{ou} \quad Td_m = \frac{\text{quantidade de } B \text{ consumido}}{\Delta t}$$

Formação de produtos:

$$Td_m = \frac{\text{quantidade de } C \text{ consumido}}{\Delta t} \quad \text{ou} \quad Td_m = \frac{\text{quantidade de } D \text{ consumido}}{\Delta t}$$

A IUPAC adota o Sistema Internacional de Unidades nas suas publicações, portanto a unidade da grandeza tempo oficial é o segundo, s.

As quantidades das substâncias consumidas ou produzidas são geralmente expressas em variação de concentração em quantidade de matéria, mol/L, que aqui simbolizamos por Δ[ ] (variação da concentração em quantidade de matéria).

Podem ser expressas também em variação de massa, Δm, variação de quantidade de matéria, Δn, ou em variação de pressão parcial, Δp, no caso de reagentes ou de produtos que estejam na fase gasosa.

O intervalo de tempo, Δt, é expresso numa unidade adequada ao tipo de reação: segundos (s), minutos (min), horas (h) ou dias (d).

Considere, por exemplo, que durante a reação genérica citada anteriormente tenha sido medida a concentração em quantidade de matéria da substância *A* consumida e da substância *C* produzida, em intervalos de tempo regulares obtendo-se o resultado descrito a seguir:

Tempo/minutos	0	5	10	15	20	25
[*A*]/$mol \cdot L^{-1}$ consumido	8,5	7,0	5,5	4,0	2,5	1,0
[*C*]/$mol \cdot L^{-1}$ produzido	0	0,5	1,0	1,5	2,0	2,5

A partir desses resultados, podemos calcular a taxa de desenvolvimento média da reação em função de *A* e de *C*, no intervalo de tempo que quisermos:

- Taxa de desenvolvimento média da reação em função da substância *A* consumida no intervalo de tempo entre 5 e 20 minutos.

$$Td_m = \frac{\Delta[A]}{\Delta t} \Rightarrow Td_m = \frac{[A]_{final} - [A]_{inicial}}{t_{final} - t_{inicial}} \Rightarrow Td_m = \frac{2{,}5 - 7{,}0}{20 - 5} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow Td_m = \frac{-4{,}5}{15} \Rightarrow Td_m = -0{,}3 \text{ mol/L} \cdot \text{min}$$

- Taxa de desenvolvimento média da reação em função da substância *C* produzida no intervalo de tempo entre 5 e 20 minutos.

$$Td_m = \frac{\Delta[C]}{\Delta t} \Rightarrow Td_m = \frac{[C]_{final} - [C]_{inicial}}{t_{final} - t_{inicial}} \Rightarrow$$

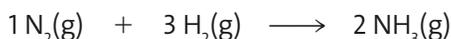
$$\Rightarrow Td_m = \frac{2{,}0 - 0{,}5}{20 - 5} \Rightarrow Td_m = \frac{1{,}5}{15} \Rightarrow Td_m = +0{,}1 \text{ mol/L} \cdot \text{min}$$

Observe que a taxa de desenvolvimento média calculada em função dos **reagentes** (no caso *A*) tem **valor negativo**, pois à medida que a reação ocorre a quantidade de reagentes vai diminuindo.
Já a taxa de desenvolvimento média calculada em função dos **produtos**, no caso *C*, tem **valor positivo**, pois à medida que a reação ocorre a quantidade de produtos vai aumentando.
Para evitar o problema do sinal, costuma-se trabalhar com os valores da taxa de desenvolvimento de qualquer substância que participe da reação em módulo.

Taxa de desenvolvimento média

Na maioria das reações químicas, a proporção em quantidade de matéria das substâncias que reagem e das que são produzidas é diferente.

Considere, por exemplo, uma reação como a de formação da amônia:

$$1\,N_2(g) + 3\,H_2(g) \longrightarrow 2\,NH_3(g)$$

Nessa reação, o consumo de 1 mol de gás nitrogênio, $N_2(g)$, ocorre simultaneamente ao consumo de 3 mol de gás hidrogênio, $H_2(g)$, ao mesmo tempo que se formam 2 mol de gás amônia, $NH_3(g)$.

Isso significa que, se calcularmos a taxa de desenvolvimento média em função do $H_2(g)$, ela será 3 vezes maior que a taxa de desenvolvimento média calculada em função do $N_2(g)$ e 1,5 vez maior que a taxa de desenvolvimento média calculada em função do $NH_3(g)$.

Para que o cálculo da taxa de desenvolvimento média da reação seja o mesmo em função de qualquer reagente ou produto, no mesmo intervalo de tempo, a IUPAC estabeleceu a seguinte convenção:

A taxa de desenvolvimento média da reação é dada pelo módulo da taxa de desenvolvimento de consumo de um dos reagentes, ou da taxa de desenvolvimento de formação de um dos produtos, dividido pelo respectivo coeficiente da substância na equação da reação corretamente balanceada.

Assim, no caso da reação de formação da amônia, temos:

$$Td_{m\ reação} = \left| -\frac{Td_{N_2}}{\Delta t \cdot 1} \right| = \left| -\frac{Td_{H_2}}{\Delta t \cdot 3} \right| = \left| +\frac{Td_{NH_3}}{\Delta t \cdot 2} \right|$$

Se considerarmos a equação genérica:

$a\,A + b\,B \longrightarrow c\,C + d\,D$, teremos:

$$Td_{m\ reação} = \left| \frac{-1 \cdot \Delta[A]}{a \cdot \Delta t} \right| = \left| \frac{-1 \cdot \Delta[B]}{b \cdot \Delta t} \right| = \left| \frac{+1 \cdot \Delta[C]}{c \cdot \Delta t} \right| = \left| \frac{+1 \cdot \Delta[D]}{d \cdot \Delta t} \right|$$

Considere o seguinte exemplo:

- (Faap-SP) Num determinado meio onde ocorre a reação:

$1\ N_2O_5(g) \longrightarrow 1\ N_2O_4(g) + 1/2\ O_2(g)$

observou-se a seguinte variação na concentração de N_2O_5 (g) em função do tempo:

$[N_2O_5]$/mol · L^{-1}	0,233	0,200	0,180	0,165	0,155
Tempo/s	0	180	300	540	840

Calcule a taxa de desenvolvimento média da reação no intervalo de tempo de 3 min a 5 min.

Resolução:

1 min = 60 s, 3 min = 180 s e 5 min = 300 s.

$$Td = \left|\frac{\Delta[N_2O_5]}{1 \cdot \Delta t}\right| \Rightarrow Td = \left|\frac{0{,}180 - 0{,}200}{5{,}0 - 3{,}0}\right| \Rightarrow Td = \left|\frac{-0{,}02}{2{,}0}\right|$$

$Td = 0{,}01$ mol/L · min

Curiosidade

Quanto tempo? Ou melhor, qual a taxa de desenvolvimento?

Vamos ver qual a taxa de desenvolvimento das reações mencionadas na abertura desse capítulo?

Quanto tempo um *air bag* demora para ser acionado?

De 2 décimos de segundo a poucos milissegundos (o valor exato do tempo de expansão depende de cada fabricante). A velocidade de abertura é de cerca de 300 km/h.

Quanto tempo uma laranja demora para se decompor?

Depende das condições ambientes como temperatura, luz, oxigênio. Em geral, uma laranja colhida em bom estado começa a se decompor após 10 dias fora da geladeira.

Quanto tempo o petróleo precisa para se formar?

O petróleo é um produto da decomposição lenta de pequenos seres marinhos – em geral animais e vegetais unicelulares –, que permaneceram soterrados, preservados do oxigênio e submetidos à ação de bactérias, do calor e da pressão. Estima-se que as jazidas petrolíferas tenham algo entre 10 milhões de anos e 500 milhões de anos.

Quanto tempo demora a explosão dos fogos de artifício?

A explosão dos fogos de artifício demora de 10 a 30 segundos, dependendo dos compostos químicos presentes em sua composição.

Quanto tempo um comprimido efervescente demora para se desfazer na água?

Depende da temperatura da água. Quanto maior a temperatura, mais rápido o comprimido se dissolve. À temperatura ambiente, um comprimido inteiro demora cerca de 1 minuto e 4 segundos para se dissolver totalmente.

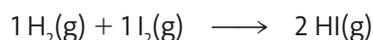
Qual a diferença entre o tempo que o H_2O_2(aq) gasta para se decompor sozinho e na presença de batata?

Isso você vai aprender mais tarde, quando estudar os catalisadores.

Estudo gráfico

Em geral, antes que uma reação tenha início, a quantidade de reagentes é máxima, e a quantidade de produtos é zero. À medida que a reação ocorre, os reagentes vão sendo consumidos, portanto a quantidade de reagentes vai diminuindo com o tempo até se tornar mínima (ou eventualmente zero, para um rendimento teórico de 100%). Ao mesmo tempo, os produtos vão sendo formados, e a quantidade de produtos, que no início geralmente é zero, começa a aumentar, até que, no final da reação, torna-se máxima.

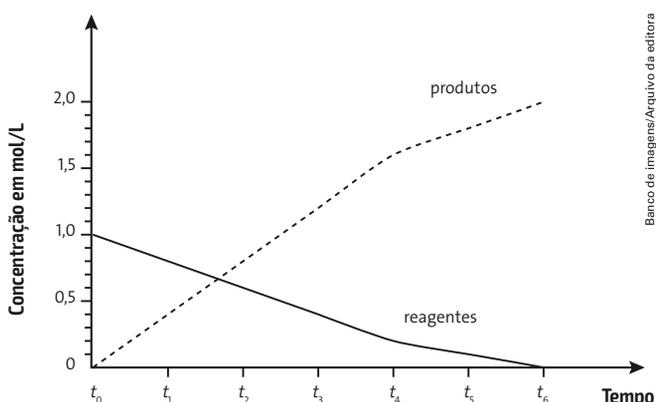
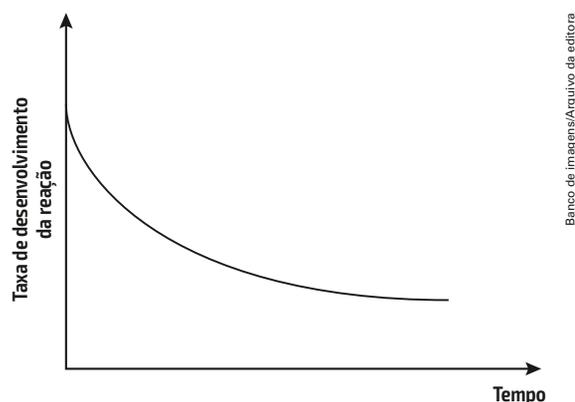
Veja um exemplo na tabela a seguir para a reação:

$$1\,H_2(g) + 1\,I_2(g) \longrightarrow 2\,HI(g)$$

Concetração do produto e dos reagentes em função do tempo de reação

Tempo/s	**Concentração/** mol · L^{-1}		
	$[H_2]$	$[I_2]$	$[HI]$
t_0	1,00	1,00	0
t_1	0,80	0,80	0,40
t_2	0,60	0,60	0,80
t_3	0,40	0,40	1,20
t_4	0,20	0,20	1,60
t_5	0,10	0,10	1,80
t_6	0	0	2,0

Fonte: LOURENÇO, Maria da Graça. *Química, ciências físico-químicas*. Porto: Porto Editora, 1996.

Se colocarmos os valores da tabela em um gráfico da concentração em mol/L de reagentes e produtos, em função do tempo, obteremos as curvas do gráfico 1 abaixo. Se fizermos um gráfico da taxa de desenvolvimento da reação em função do tempo para uma reação genérica, obteremos a curva esquematizada no gráfico 2 abaixo.

1 Concentração em mol/L × tempo

2 Taxa de desenvolvimento da reação × tempo

Experimentalmente, verifica-se que na maioria das reações a taxa de desenvolvimento é máxima no início da reação e vai se tornando progressivamente menor com o passar do tempo. Isso ocorre porque, no início da reação, a concentração dos reagentes em quantidade de matéria (mol/L) é máxima. À medida que a reação ocorre e os reagentes vão se transformando em produtos, a concentração em mol/L de reagentes vai diminuindo e, com ela, a taxa de desenvolvimento da reação.

Exercício resolvido

1 (Unicamp-SP) Amostras de magnésio foram colocadas em soluções de ácido clorídrico em diversas concentrações e temperaturas, havendo total dissolução do metal e desprendimento do hidrogênio gasoso. Observaram-se os resultados expostos na tabela a seguir:

Nº de amostra	Massa de magnésio dissolvida	Tempo para dissolver
I.	2,00 g	10,0 min
II.	0,40 g	2,0 min
III.	0,40 g	1,0 min
IV.	0,50 g	1,0 min

a) Em qual caso a taxa de desenvolvimento média da reação foi maior?

b) Em qual caso se desprendeu maior quantidade de $H_2(g)$?

Mostre como você chegou a essas conclusões.

$$1\,Mg(s) + 2\,HC\ell(aq) \longrightarrow 1\,MgC\ell_2(aq) + 1\,H_2(g)$$

Resolução

a) Taxa de desenvolvimento média da reação (*Td*):

$$Td = \frac{\text{massa de magnésio dissolvida } (m)}{\text{tempo para dissolver } (t)}$$

$$Td_{I} = \frac{2,0}{10,0} \Rightarrow Td_{I} = 0,20 \text{ g} \cdot \text{min}^{-1}$$

$$Td_{II} = \frac{0,40}{2,00} \Rightarrow Td_{II} = 0,20 \text{ g} \cdot \text{min}^{-1}$$

$$Td_{III} = \frac{0,40}{1,00} \Rightarrow Td_{III} = 0,40 \text{ g} \cdot \text{min}^{-1}$$

$$Td_{IV} = \frac{0,50}{1,00} \Rightarrow Td_{IV} = 0,50 \text{ g} \cdot \text{min}^{-1}$$

A maior taxa de desenvolvimento média é a da amostra IV.

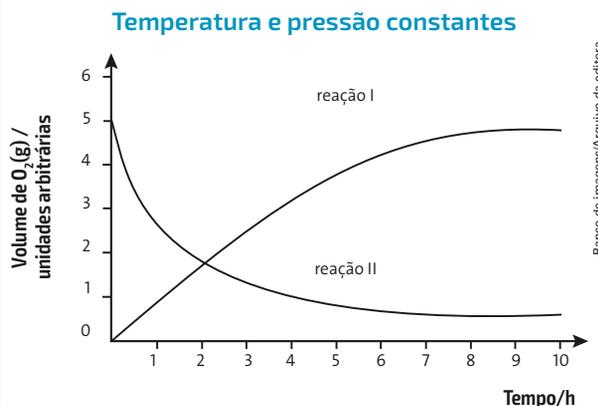
b) $1\,Mg(s) + 2\,HC\ell(aq) \longrightarrow 1\,MgC\ell_2(aq) + 1\,H_2(g)$

Amostra I, pois a equação da reação mostra que, quanto maior a massa de Mg(s) que reage, maior a quantidade de $H_2(g)$ liberada.

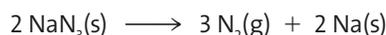
Exercícios

1 (Unicamp-SP) Numa reação que ocorre em solução (reação I), há o desprendimento de oxigênio, e a sua taxa de desenvolvimento pode ser medida pelo volume de $O_2(g)$ desprendido. Outra reação (reação II) ocorre nas mesmas condições, porém consumindo $O_2(g)$, e este consumo mede a taxa de desenvolvimento dessa reação.

O gráfico a seguir representa os resultados referentes às duas reações:

Temperatura e pressão constantes

Considerando as duas horas iniciais, qual das reações tem taxa de desenvolvimento maior? Justifique sua resposta.

2 (Uerj) *Air bags* são dispositivos de segurança de automóveis que protegem o motorista em caso de colisão. Consistem em uma espécie de balão contendo 130 g de azida de sódio em seu interior. A azida, submetida a aquecimento, decompõe-se imediata e completamente, inflando o balão em apenas 30 milissegundos. A equação abaixo representa a decomposição da azida:

$$2\,NaN_3(s) \longrightarrow 3\,N_2(g) + 2\,Na(s)$$

Considerando o volume molar igual a 24 $L \cdot mol^{-1}$, calcule a taxa de desenvolvimento da reação, em $L \cdot s^{-1}$, de nitrogênio gasoso produzido.

3 (Unisinos-RS) A combustão completa do etanol ocorre pela equação:

$$C_2H_5OH(\ell) + 3\,O_2(g) \longrightarrow 2\,CO_2(g) + 3\,H_2O(v).$$

Considerando que em uma hora foram produzidos 2 640 g de gás carbônico, qual a taxa de desenvolvimento da reação, expressa em número de mols de etanol consumidos por minuto?

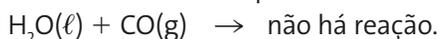
4 (Fesp-SP) A reação de decomposição do amoníaco, $NH_3(g)$, produz 8,40g/min de gás nitrogênio. Qual a taxa de desenvolvimento dessa reação em mols de $NH_3(g)$ por hora? Dada a reação: $2\,NH_3(g) \longrightarrow 3\,H_2(g) + 1\,N_2(g)$.

2 Condições para que uma reação ocorra

Há duas condições que são fundamentais (embora não sejam suficientes) para que uma reação química possa ocorrer:

- Os reagentes devem entrar em contato.
- Deve haver afinidade química entre os reagentes.

Assim, se colocarmos em contato água, $H_2O(\ell)$, e monóxido de carbono, $CO(g)$, não haverá reação, pois não há afinidade química entre essas substâncias:

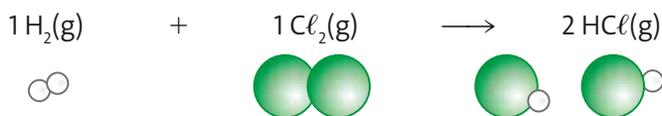
$$H_2O(\ell) + CO(g) \rightarrow \text{não há reação.}$$

Mas, se colocarmos em contato gás cloro, $C\ell_2(g)$, e gás hidrogênio, $H_2(g)$, **pode haver reação**, pois há afinidade química entre essas substâncias. A realização ou não de reação química, nesse caso, passa a depender de duas outras condições, ditas acessórias:

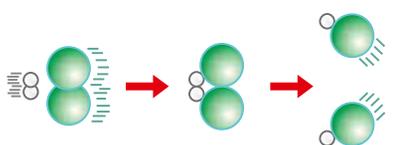
- As partículas (átomos, moléculas ou íons) dos reagentes devem colidir entre si.
- A colisão entre as partículas dos reagentes deve ser efetiva, ou seja, deve ocorrer numa orientação favorável, com energia suficiente para romper as ligações existentes nos reagentes.

Colisão com orientação favorável

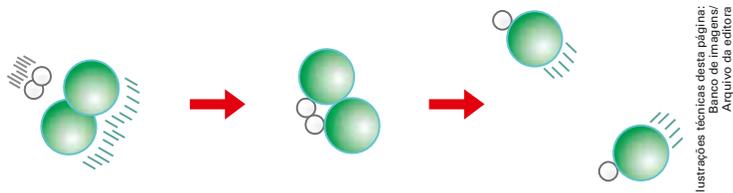
Considere, por exemplo, a reação entre gás hidrogênio e gás cloro, utilizando o modelo atômico de Dalton:

$$1\,H_2(g) + 1\,C\ell_2(g) \longrightarrow 2\,HC\ell(g)$$

As esferas acima são apenas um modelo, não possuem existência física real.

Para que as moléculas de $H_2(g)$ e $C\ell_2(g)$ possam formar moléculas de $HC\ell(g)$, elas devem colidir com energia suficiente (na presença de energia luminosa) e numa orientação favorável, conforme mostra o quadro a seguir:

Algumas orientações possíveis durante a colisão	Resultado
	Orientação desfavorável: a colisão não é efetiva e não ocorre reação.
	Orientação desfavorável: a colisão não é efetiva e não ocorre reação.
	Orientação favorável: a colisão pode ser efetiva e pode ocorrer reação.

Ilustrações técnicas desta página: Banco de imagens/Arquivo da editora

Energia de ativação e complexo ativado

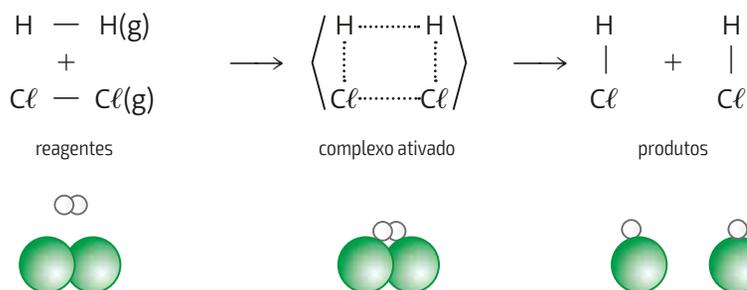
As partículas reagentes necessitam de energia para se movimentar e colidir umas com as outras para que a reação tenha início.

Para que a colisão entre as partículas reagentes seja efetiva (resulte em produtos) não basta que ela ocorra segundo uma orientação favorável, é necessário também que a colisão aconteça com uma quantidade mínima de energia capaz de romper as ligações das partículas reagentes, possibilitando a formação dos produtos. Essa energia mínima necessária para que a reação ocorra é denominada **energia de ativação**.

> Energia de ativação é a quantidade mínima de energia necessária para que a colisão entre as partículas dos reagentes, feita numa orientação favorável, seja efetiva e resulte em reação.

Quando a colisão entre as partículas dos reagentes ocorre numa orientação favorável e com energia igual ou superior à energia de ativação, forma-se primeiramente uma estrutura instável e intermediária entre os reagentes e os produtos, chamada **complexo ativado**.

> Complexo ativado de uma reação é uma estrutura intermediária e instável entre os reagentes e os produtos.

No caso da reação entre $H_2(g)$ e $C\ell_2(g)$, formando $HC\ell(g)$, por exemplo, o complexo ativado seria representado da seguinte maneira:

H — H(g) + Cℓ — Cℓ(g)	⟶	H ····· H ⋮ ⋮ Cℓ ····· Cℓ	⟶	H – Cℓ + H – Cℓ
reagentes		complexo ativado		produtos

Também podemos definir energia de ativação como a energia necessária para que os reagentes se transformem em complexo ativado.

Os reagentes possuem determinada quantidade de energia (energia própria dos reagentes, E_{pr}). Supondo que a energia necessária para que a reação tenha início seja uma energia E, então a energia de ativação, E_{at}, será igual à diferença: $E - E_{pr}$.

$$E_{\text{ativação}} = E_{\text{necessária para que a reação se inicie}} - E_{\text{própria dos reagentes}}$$

Reações endotérmica e exotérmica

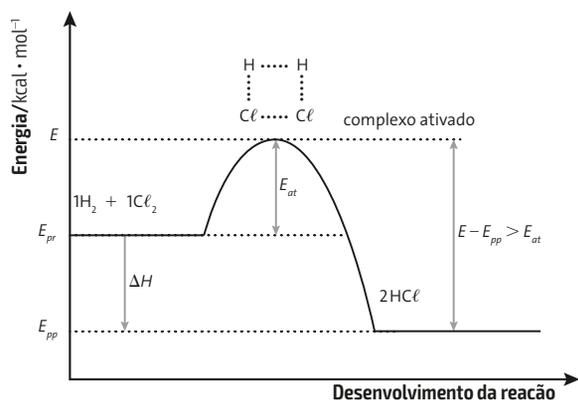
Os produtos de uma reação química também possuem certa quantidade de energia (energia própria dos produtos, E_{pp}). Quando o complexo ativado (instável) se rearranja para formar os produtos, ocorre sempre uma liberação de energia, que pode ser calculada pela diferença: $E - E_{pp}$. Desse modo, podemos concluir:

- Se a diferença $E - E_{pp}$ for maior que a energia de ativação, a reação será exotérmica
  $\boldsymbol{E - E_{pp} > E_{at}} \Rightarrow$ **reação exotérmica**.
- Se a diferença $E - E_{pp}$ for menor que a energia de ativação, a reação será endotérmica
  $\boldsymbol{E - E_{pp} < E_{at}} \Rightarrow$ **reação endotérmica**.

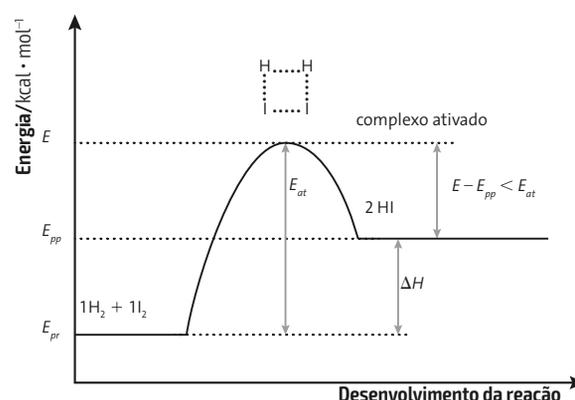
Gráficos da energia de ativação

Independentemente de a reação química ser exotérmica ou endotérmica, os reagentes sempre vão necessitar de uma energia de ativação para atingir o complexo ativado.

Observe os gráficos a seguir:

1 Desenvolvimento de reação exotérmica

O gráfico mostra a energia envolvida na reação entre gás hidrogênio, $H_2(g)$, e gás cloro, $C\ell_2(g)$:

$1\,H_2(g) + 1\,C\ell_2(g) \longrightarrow 2\,HC\ell(g) \qquad \Delta H = -44{,}2\text{ kcal}$

2 Desenvolvimento de reação endotérmica

O gráfico mostra a energia envolvida na reação entre gás hidrogênio, $H_2(g)$, e gás iodo, $I_2(g)$:

$1\,H_2(g) + 1\,I_2(s) \longrightarrow 2\,HI(g) \qquad \Delta H = +12{,}4\text{ kcal}$

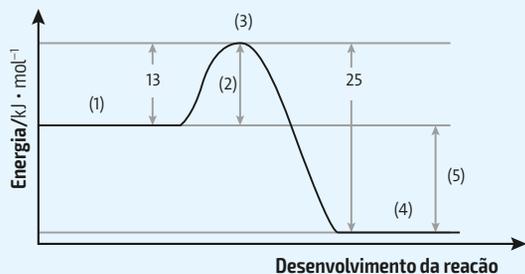
Energia de ativação e taxa de desenvolvimento da reação

A energia de ativação representa um obstáculo na transformação de reagentes em produtos. A reação só será efetuada se esse obstáculo for transposto, isto é, se as moléculas das substâncias reagentes adquirirem energia de ativação.

Quanto menor for a energia de ativação a ser adquirida, mais fácil e rapidamente ocorrerá a reação e vice-versa.

> Quanto menor a energia de ativação, maior a taxa de desenvolvimento da reação e vice-versa.

Exercício resolvido

2 (UFU-MG) Em relação ao gráfico de energia em função do desenvolvimento de uma reação química hipotética, assinale a alternativa correta.

a) (1) 13,0 kJ · mol^{-1}; (2) reagentes; (3) E_{at}; (4) produtos; (5) 12 kJ · mol^{-1} de calor absorvido.
b) (1) reagentes; (2) E_{at}; (3) estado ativado; (4) produtos; (5) 12 kJ · mol^{-1} de calor liberado.
c) (1) reagentes; (2) E_{at}; (3) estado ativado; (4) 12 kJ · mol^{-1} de calor liberado; (5) produtos.
d) (1) produtos; (2) E_{at}; (3) reagentes; (4) estado ativado; (5) 12 kJ · mol^{-1} de calor absorvido.
e) (1) reagentes; (2) E_{at}; (3) estado ativado; (4) produtos; (5) 12 kJ · mol^{-1} de calor absorvido.

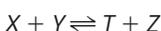
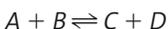
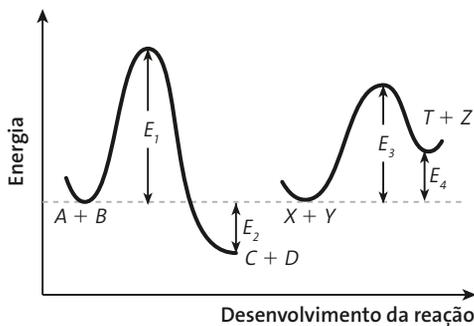
Resolução

Pelo gráfico concluímos que se trata de uma reação exotérmica, pois os produtos possuem energia menor que os reagentes. Dessa forma, temos:
(1) Reagentes;
(2) Energia de ativação da reação (energia necessária para que os reagentes atinjam o complexo ativado);
(3) Estado ativado ou complexo ativado;
(4) Produtos;
(5) Variação de entalpia (energia liberada na formação dos produtos).
Alternativa **b**.

Exercícios

5 (UnB-DF) Suponha duas reações diferentes:

$A + B \rightleftharpoons C + D$

$X + Y \rightleftharpoons T + Z$

cujos caminhos energéticos estão representados nos gráficos a seguir:

Com base nesses gráficos, julgue as afirmações abaixo em verdadeiras ou falsas e justifique sua resposta.

F 0. A reação $A + B \rightleftharpoons C + D$, por ser uma reação mais exotérmica, ocorre mais rapidamente do que a reação $X + Y \rightleftharpoons T + Z$.

V 1. E_3 corresponde à energia de ativação da reação: $X + Y \rightleftharpoons T + Z$.

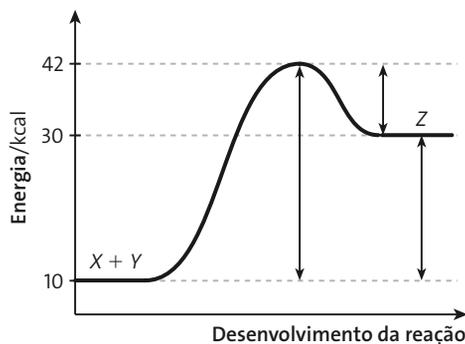
V 2. A reação $X + Y \rightleftharpoons T + Z$ é exotérmica.

V 3. E_2 corresponde à variação de entalpia da reação: $A + B \rightleftharpoons C + D$.

V 4. O estado de transição da reação: $A + B \rightleftharpoons C + D$ é mais energético do que o da reação: $X + Y \rightleftharpoons T + Z$.

F 5. Como $E_1 > E_3$, a reação $A + B \rightleftharpoons C + D$ é mais exotérmica do que $X + Y \rightleftharpoons T + Z$.

V 6. Para que haja formação de C e D, o choque entre as moléculas de A e B deverá ter energia igual ou maior do que E_1.

6 (Uece) Observe o gráfico a seguir e assinale a alternativa correta.

a) 42 kcal é a energia liberada na reação: $Z \longrightarrow X + Y$
b) 30 kcal é a energia do complexo ativado.
c) 12 kcal é a energia absorvida na reação: $X + Y \longrightarrow Z$.
x d) 32 kcal é a energia de ativação para a reação: $X + Y \longrightarrow Z$.

3 Fatores que influenciam a taxa de desenvolvimento das reações

São diversos os fatores que podem influir na taxa de desenvolvimento de uma reação química tornando-a mais rápida ou mais lenta. Entre eles se destacam: natureza dos reagentes, superfície de contato, luz, eletricidade, pressão, temperatura, concentração de reagentes, catalisadores e inibidores, conforme mostra o quadro na página a seguir.

Muitas vezes, controlando esses fatores isoladamente ou em conjunto, o químico consegue alterar a taxa de desenvolvimento de uma reação. Vamos fazer um experimento para ver isso na prática?

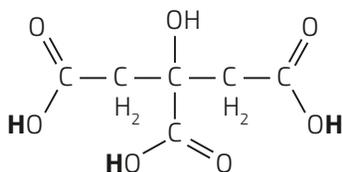
Comente acerca da Síndrome de Reye com os alunos (veja o boxe do Manual do Professor).

Experimento

Taxa de desenvolvimento da reação

Há no mercado diversos produtos indicados para combater a acidez estomacal, como os antiácidos efervescentes, que podem ser encontrados na forma de pastilhas ou pó, para serem dissolvidos na água ao serem administrados.

Segundo informações do rótulo, uma pastilha efervescente (4 g) é composta de:

- Ácido acetilsalicílico 325 mg
- Carbonato de sódio 400 mg
- Carbonato ácido de sódio 1700 mg
- Ácido cítrico 1575 mg

Molécula de ácido cítrico (**H**: hidrogênio ácido).

Com esse produto, podemos fazer alguns experimentos relacionados à Cinética química.

Material necessário

- 2 copos de vidro transparentes
- Água em temperatura ambiente
- Água gelada (do refrigerador, ≃ 10 °C)
- Água quente (do chuveiro, ≃ 40 °C)
- 4 pastilhas de antiácido efervescente inteiras
- 2 pastilhas de antiácido efervescente trituradas dentro da embalagem (o que pode ser conseguido fazendo-se pressão sobre a pastilha na embalagem fechada com a base de uma colher, por exemplo.)

Como fazer

Parte 1

Comece trabalhando com água em temperatura ambiente.

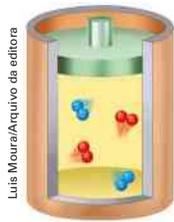
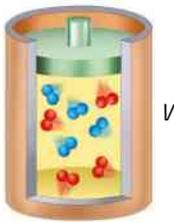
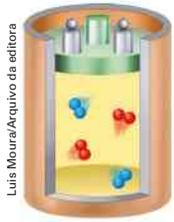
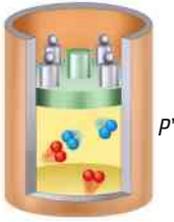
Coloque cerca de 150 mL de água em cada copo. Com a ajuda de um amigo (se necessário), coloque ao mesmo tempo em um dos copos uma pastilha de antiácido inteira e, no outro copo, uma pastilha de antiácido triturada. Observe.

Parte 2

Agora, coloque água gelada em um dos copos e água quente no outro e adicione um comprimido efervescente inteiro em cada copo. Observe.

Investigue

1. Tratando-se de um produto indicado para combater a acidez estomacal (e que, portanto, deveria apresentar características básicas), é estranho ler nos rótulos a presença de **ácido** acetilsalicílico, $C_8H_8O_4$, carbonato **ácido** de sódio, $NaHCO_3$, e **ácido** cítrico, $COH(CH_2)_2(COOH)_3$. Investigue qual a função desses componentes no produto.
2. Na parte 1 do experimento, a pastilha reage mais rapidamente com a água quando está inteira ou após ser triturada? Por quê?
3. Na parte 2 do experimento, a pastilha reage mais rapidamente com a água gelada ou com a água quente? Por quê?

Fatores que influenciam a taxa de desenvolvimento das reações		
Fator	**Efeito na reação**	**Exemplo**
Natureza dos reagentes	Quanto maior for o número de ligações a serem rompidas nos reagentes e quanto mais fortes forem essas ligações, mais lenta será a reação, e vice-versa. Reações orgânicas (com moléculas grandes e várias ligações covalentes) são mais lentas que reações inorgânicas (com íons já dissociados em meio aquoso).	• Instantânea a 20 °C. $1\,HC\ell(aq) + 1\,NaOH(aq) \longrightarrow 1\,NaC\ell(aq) + 1\,H_2O(\ell)$ • Muito lenta a 20 °C. $1\,CH_4(g) + 2\,O_2(g) \longrightarrow 1\,CO_2(g) + 2\,H_2O(v)$
Superfície de contato	Quanto maior a superfície de contato (área efetivamente exposta) entre os reagentes, maior a taxa de desenvolvimento da reação, e vice-versa.	• Reação muito lenta $Fe(barra) + O_2(g) + H_2O(v) \longrightarrow ferrugem$ • Reação mais rápida $Fe(palhinha) + O_2(g) + H_2O(v) \longrightarrow ferrugem$
Luz e eletricidade	Algumas reações específicas ocorrem instantaneamente quando ativadas pela luz (reações fotoquímicas) ou pela eletricidade e são extremamente lentas na ausência desses fatores.	• Reação ativada pela luz: $1\,H_2(g) + 1\,C\ell_2 \xrightarrow{\lambda} 2\,HC\ell(g)$ • Reação ativada pela eletricidade: $2\,H_2(g) + 1\,O_2(g) \xrightarrow{ϟ} 2\,H_2O(\ell)$
Concentração de reagentes	Quanto maior o número de partículas de reagentes por unidade de volume, isto é, quanto maior a concentração, maior será a probabilidade de haver colisão efetiva entre essas partículas. Consequentemente, maior será a taxa de desenvolvimento da reação.	**Reação lenta** — *V* / **Reação rápida** — *V* Luis Moura/Arquivo da editora
Pressão	Um aumento de pressão num sistema em reação implica um contato maior entre os reagentes, pois o volume do sistema diminui, o que possibilita um maior número de colisões entre as partículas e consequentemente maior taxa de desenvolvimento da reação.	**Reação lenta** — *P* / **Reação rápida** — $P' > P$ Luis Moura/Arquivo da editora
Temperatura	Um aumento de temperatura causa um aumento na taxa de desenvolvimento de reações químicas tanto exotérmicas como endotérmicas porque leva os reagentes a formar mais rapidamente o complexo ativado.	• Reação exotérmica: $t\,°C \uparrow$, $Td_{reação} \uparrow$ $1\,H_2(g) + 1\,C\ell_2 \longrightarrow 2\,HC\ell(g)$ • Reação endotérmica: $t\,°C \uparrow$, $Td_{reação} \uparrow$ $1\,H_2(g) + 1\,I_2 \longrightarrow 2\,HI(g)$
Catalisadores	O catalisador participa da formação do complexo ativado diminuindo a energia de ativação da reação necessária e aumentando sua taxa de desenvolvimento.	O $NO_2(g)$ atua como catalisador da reação: $2\,SO_2(g) + 1\,O_2(g) \longrightarrow 2\,SO_3(g)$ aumentando sua taxa de desenvolvimento.
Inibidores	O inibidor participa da formação do complexo ativado aumentando a energia de ativação necessária da reação e diminuindo sua taxa de desenvolvimento.	O meio ácido, $H_3O^{1+}(aq)$, inibe a reação: $2\,H_2O_2(aq) \longrightarrow 2\,H_2O(\ell) + 1\,O_2(g)$ diminuindo sua taxa de desenvolvimento.

RETOMANDO A NOTÍCIA

A reportagem da página 168 afirma que o excesso de construções e de pavimentação gera ilhas de calor com temperaturas que chegam a ser 10 °C superiores a de regiões próximas mais arborizadas. Você sabe por que o aumento de temperatura também aumenta a poluição atmosférica?

Diversas substâncias existentes na atmosfera são consideradas poluentes.

Muitos poluentes são provenientes de atividades humanas como as indústrias e os veículos de transporte, mas há os que são provenientes de atividades naturais como vulcões e queimadas provocadas por raios.

Em qualquer caso, os poluentes podem ser divididos em primários ou secundários.

- Poluentes primários são aqueles lançados diretamente pelas fontes de emissão, como, por exemplo: SO_2(g), H_2S (g), NO(g), NO_2(g), NH_3(g), CO(g), CO_2(g), CH_4(g), fuligem e aldeídos.
- Poluentes secundários são aqueles formados na atmosfera por meio de reações químicas entre os poluentes primários, como, por exemplo: H_2O_2(g), H_2SO_4(g), HNO_3(g), SO_3(g), NO_3^{1-}(v), SO_4^{2-} (v) e O_3(g).

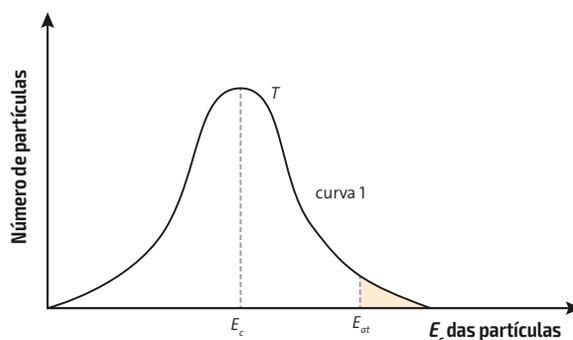
Sendo a temperatura uma medida da agitação térmica das partículas de uma substância, um aumento de temperatura representa diretamente um aumento de agitação dessas partículas.

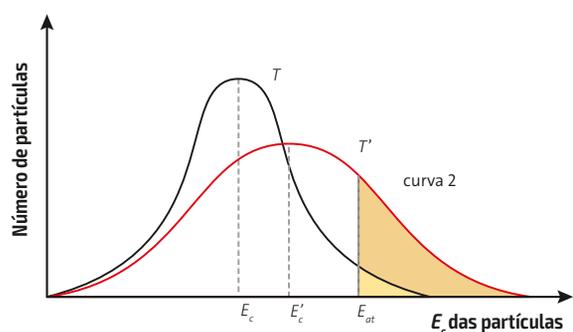
Agitando-se mais rápida e intensamente, as partículas vão colidir com maior frequência, o que acarretará um aumento na taxa de desenvolvimento da reação.

Por isso, quanto maior a temperatura nas cidades, maior a formação de poluentes secundários.

Assim: aumento da temperatura $\rightarrow$ aumento da energia cinética $\rightarrow$ aumento do número de partículas com energia maior ou igual à energia de ativação $\rightarrow$ aumento do número de colisões efetivas $\rightarrow$ aumento da taxa de desenvolvimento da reação.

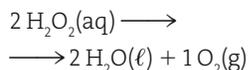
A cada temperatura, as partículas das substâncias reagentes possuem uma **energia cinética média**, o que não significa que todas as partículas têm a mesma energia cinética.

Se construirmos um gráfico representando o número de partículas das substâncias reagentes em função da energia cinética, E_c, à temperatura *T*, poderemos estimar a quantidade de partículas que possuem energia de ativação necessária para que a colisão entre elas seja efetiva, formando o complexo ativado. Nesse caso, obtemos a curva 1.

Número de partículas em função da energia cinética

No entanto, se construirmos outro gráfico, a outra temperatura *T'*, com *T'* > *T*, a energia cinética média dessas partículas será E'_c, com $E'_c > E_c$. Portanto mais moléculas terão energia de ativação necessária para atingir o complexo ativado. Nesse caso, obtemos a curva 2.

Número de partículas em função da energia cinética

Sendo E_{at} a energia de ativação necessária para que as colisões entre as partículas reagentes resultem em reação, veremos no gráfico que, à temperatura *T'*, o número de partículas com energia igual ou superior à energia de ativação é muito maior que à temperatura *T*.

Logo, à temperatura *T'* > *T*, a taxa de desenvolvimento da reação é maior.

O peróxido de hidrogênio (água oxigenada) se decompõe lentamente em condições ambiente, formando água e gás oxigênio:

$2\ H_2O_2(aq) \longrightarrow$
$\longrightarrow 2\ H_2O(\ell) + 1\ O_2(g)$

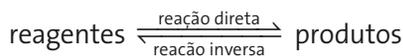
Se adicionarmos um pedaço de batata crua a um sistema contendo peróxido de hidrogênio em condições ambiente, a enzima catalase presente na batata atuará como catalisador da reação de decomposição do $H_2O_2(aq)$, e o volume de bolhas de oxigênio formado será muito maior por causa do aumento na taxa de desenvolvimento da reação química.

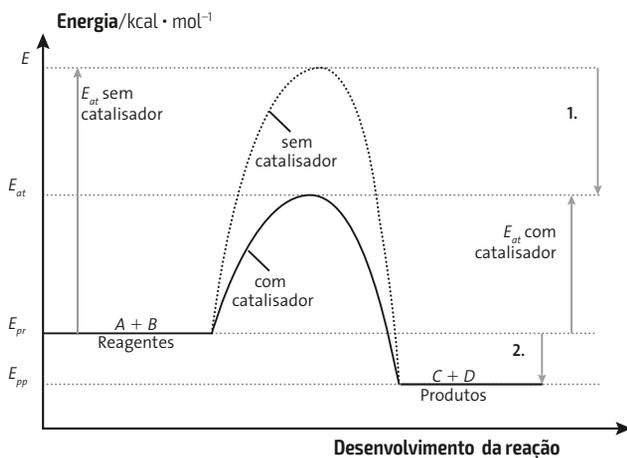
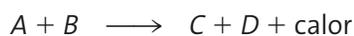
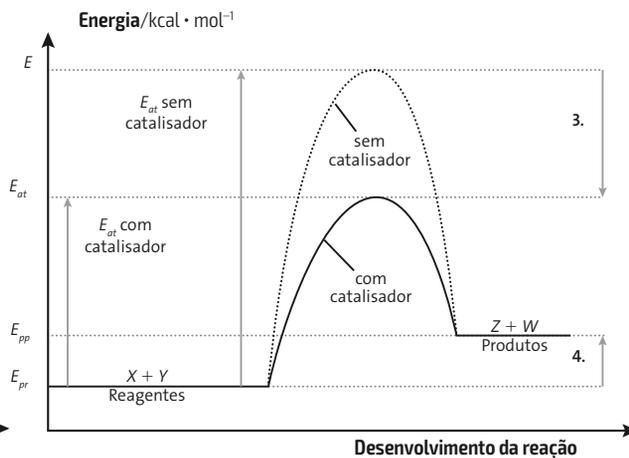
Catalisadores

O catalisador é uma substância que participa da formação do complexo ativado fazendo com que os reagentes necessitem de uma energia de ativação menor para atingir esse estado, aumentando dessa forma a taxa de desenvolvimento da reação.

> O catalisador não participa dos produtos da reação, sendo integralmente recuperado no final (em massa e composição).

Todo catalisador possui em comum as seguintes características:

- A ação catalítica só é possível quando existe afinidade química entre os reagentes. Isso significa que não há catalisador que faça ocorrer uma reação não espontânea, como a da água com o monóxido de carbono.
- Se a reação for reversível, os produtos reagem entre si formando novamente os reagentes:

A adição de um catalisador aumentará igualmente as taxas de desenvolvimento das reações direta e inversa.

Podemos representar **graficamente** a ação de um catalisador sobre reações que liberam ou absorvem calor da seguinte forma:

1. Diminuição da energia de ativação pela ação do catalisador.
2. Libera calor: $\Delta H < 0\ (-)$.

3. Diminuição da energia de ativação pela ação do catalisador.
4. Absorve calor: $\Delta H > 0\ (+)$.

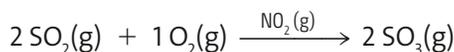
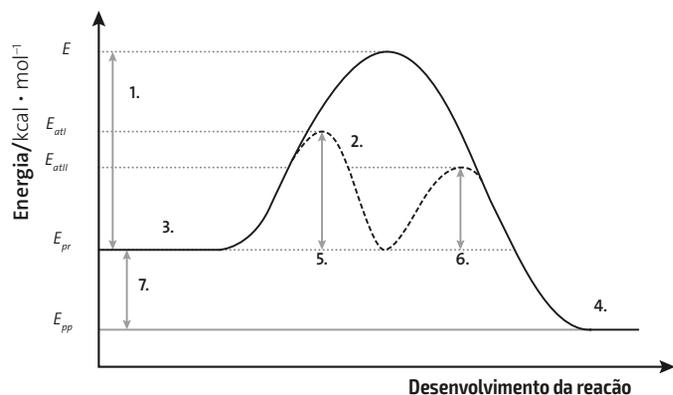
O catalisador age na reação mudando seu mecanismo, ou seja, tornando mais curto o caminho no qual os reagentes se transformam em produtos.

Para isso, forma, com os reagentes, um sistema que pode ser monofásico (homogêneo) ou polifásico (heterogêneo).

Catálise homogênea

Quando o catalisador forma com os reagentes um sistema monofásico, dizemos que a ação catalítica é homogênea.

É o caso da reação de combustão do dióxido de enxofre, $SO_2(g)$, formando trióxido de enxofre, $SO_3(g)$, uma etapa intermediária na fabricação de ácido sulfúrico, $H_2SO_4(aq)$.

$$2\ SO_2(g)\ +\ 1\ O_2(g)\ \xrightarrow{NO_2\ (g)}\ 2\ SO_3(g)$$

Desenvolvimento de reação com catálise homogênea

1. Energia de ativação sem $NO_2(g)$.
2. Energia de ativação com $NO_2(g)$.
3. Reagentes: $2\ SO_2(g) + 1\ O_2(g)$.
4. Produto: $2\ SO_3(g)$.
5. Etapa I: $2\ SO_2(g) + 2\ NO_2(g) \longrightarrow 2\ SO_3(g) + 2\ NO(g)$.
6. Etapa II: $2\ NO(g) + 1\ O_2(g) \longrightarrow 2\ NO_2(g)$.
7. Calor liberado: $\Delta H = -22{,}6$ kcal/mol.

Nessa reação, o dióxido de nitrogênio, $NO_2(g)$ (catalisador), reage com o dióxido de enxofre, $SO_2(g)$ (numa primeira etapa), formando o monóxido de nitrogênio, NO(g), e o trióxido de enxofre, $SO_3(g)$.

Numa segunda etapa, o monóxido de nitrogênio, NO(g), reage com o gás oxigênio, $O_2(g)$, para reconstituir o catalisador.

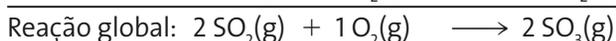
A reação feita assim, em duas etapas, necessita de menos energia de ativação para prosseguir e, consequentemente, é mais rápida.

Observe como o mecanismo da ação catalítica do $NO_2(g)$ pode ser representado por meio de equações químicas:

Etapa I: $2\ SO_2(g)\ +\ \cancel{2\ NO_2(g)}\ \longrightarrow\ 2\ SO_3(g)\ +\ \cancel{2\ NO(g)}$

Etapa II: $\cancel{2\ NO(g)}\ +\ 1\ O_2(g)\ \longrightarrow\ \cancel{2\ NO_2(g)}$

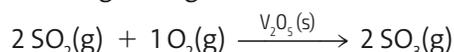
Reação global: $2\ SO_2(g)\ +\ 1\ O_2(g)\ \longrightarrow\ 2\ SO_3(g)$

Observe na reação ao lado que o catalisador não participa da reação global, mas apenas das etapas intermediárias e é integralmente recuperado no final.

Como o dióxido de nitrogênio forma com os reagentes um sistema monofásico (geralmente as misturas de gases são monofásicas), sua ação catalítica, nesse caso, é dita homogênea.

Catálise heterogênea

Quando o catalisador forma com os reagentes um sistema polifásico, dizemos que a ação catalítica é heterogênea.

É o caso da mesma reação de combustão do dióxido de enxofre, $SO_2(g)$, que também pode ser catalisada pelo pentóxido de divanádio, $V_2O_5(s)$, um composto sólido que forma com os reagentes gasosos um sistema bifásico (heterogêneo).

$$2\ SO_2(g)\ +\ 1\ O_2(g)\ \xrightarrow{V_2O_5\ (s)}\ 2\ SO_3(g)$$

Nesse caso, o composto sólido atua adsorvendo (retendo em sua superfície) as moléculas dos reagentes. Isso enfraquece as ligações nessas moléculas, facilitando a formação do complexo ativado, o que diminui a energia de ativação e aumenta a taxa de desenvolvimento da reação.

Curiosidade

Conversor catalítico

Outro exemplo de catálise heterogênea é a que ocorre nos conversores catalíticos de automóveis.

Os combustíveis utilizados em veículos automotivos no Brasil são basicamente a gasolina e o álcool (etílico e metílico), cuja queima libera os seguintes produtos:

- Gasolina: a queima completa produz $CO_2(g)$ e $H_2O(v)$, mas a queima incompleta também produz $CO(g)$ e vapores de hidrocarbonetos, como o etano, $C_2H_6(g)$. Conforme as impurezas presentes, a queima da gasolina também pode produzir $NO(g)$ e $NO_2(g)$.
- Álcool: a queima completa produz $CO_2(g)$ e $H_2O(v)$, mas a queima incompleta também produz aldeídos, como metanal, $CH_2O(v)$, e etanal, $C_2H_4O(v)$.

Como as substâncias poluentes que causam mais problemas à saúde humana são aquelas provenientes da queima incompleta (ou da queima de impurezas), os veículos passaram a ser fabricados com dispositivos antipoluição, denominados **conversores catalíticos** (ou catalisadores), que transformam os gases tóxicos em gases não tóxicos, como $CO_2(g)$, $N_2(g)$, $O_2(g)$ e $H_2O(v)$.

O conversor é constituído de um suporte na forma de colmeia, em geral de material cerâmico (às vezes metálico) revestido de óxido de alumínio, $A\ell_2O_3(s)$.

Sobre o óxido de alumínio que recobre a colmeia é fixada a substância que atua de fato como catalisador. Em geral, são utilizadas finas camadas com aproximadamente 1,5 g de uma liga de paládio e ródio para os motores a gasolina ou de uma liga de paládio e molibdênio para os motores a álcool.

A colmeia é então envolta por uma manta cerâmica termoexpansiva, ou seja, que isola termicamente o catalisador e oferece proteção mecânica à colmeia. Em seguida, todo o conjunto – denominado conversor catalítico – é montado dentro de uma carcaça de aço inoxidável e instalado no cano de escape do automóvel.

Algumas das reações que transformam os gases tóxicos $CO(g)$, $NO_2(g)$ e $NO(g)$ em gases não tóxicos e que são catalisados no conversor catalítico são representadas pelas equações:

$$2\,CO(g) + 2\,NO(g) \longrightarrow 2\,CO_2(g) + 1\,N_2(g)$$
$$2\,CO(g) + 1\,O_2(g) \longrightarrow 2\,CO_2(g)$$
$$2\,C_2H_6(g) + 7\,O_2(g) \longrightarrow 4\,CO_2(g) + 6\,H_2O(v)$$
$$2\,NO_2(g) + 4\,CO(g) \longrightarrow 1\,N_2(g) + 4\,CO_2(g)$$
$$2\,NO_2(g) \longrightarrow 1\,N_2(g) + 2\,O_2(g)$$
$$2\,NO(g) \longrightarrow 1\,N_2(g) + 1\,O_2(g)$$

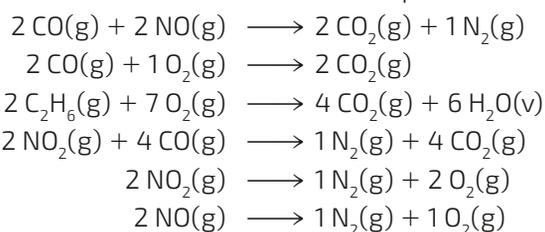
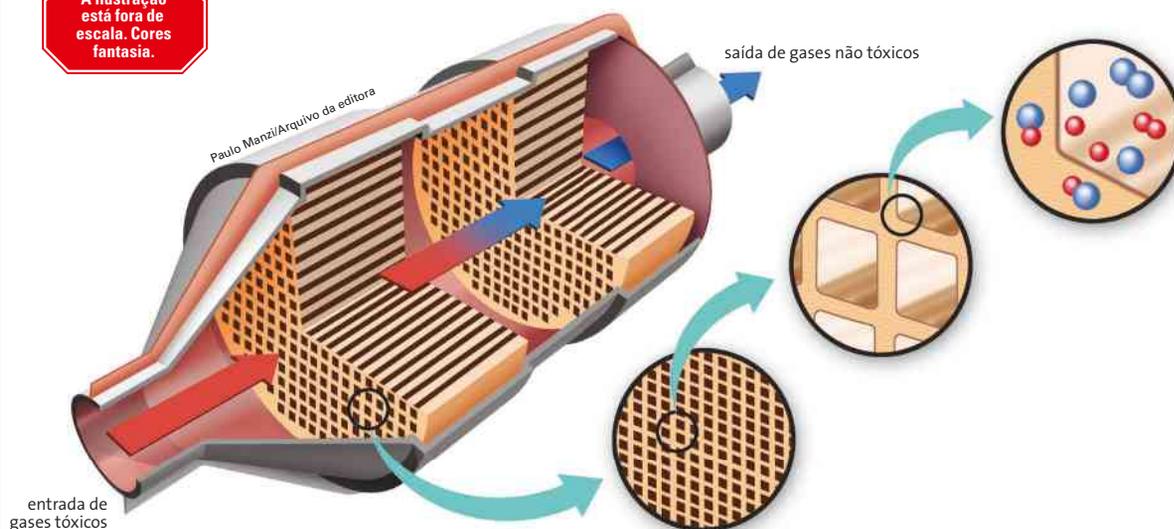



Ilustração esquemática de um conversor catalítico

Exercício resolvido

3 (UFPR) Os itens 1, 2, 3 e 4 abaixo relacionam-se com a reação química:

$1\,Fe(s) + 2\,H^{1+}(aq) \longrightarrow 1\,Fe^{2+}(aq) + 1\,H_2(g)$

Em cada um dos casos descritos nos itens de 1 a 4, essa reação se processa em duas condições diferentes. Explique o que acontece com a taxa de desenvolvimento dessa reação nas duas condições expressas em cada item.

1. 1200 mL de solução de $HC\ell$ 1,0 mol/L reagem com:
a) um prego de ferro de 10 g;
b) 10 g de palha de aço.

2. Uma lâmina de 10 g de ferro reage com:
a) 200 mL de uma solução de $HC\ell$ 1,0 mol/L;
b) 200 mL de uma solução de $HC\ell$ 0,10 mol/L.

3. Uma lâmina de 10 g de ferro reage com:
a) 200 mL de uma solução de $HC\ell$ 1,0 mol/L;
b) 200 mL de uma solução de H_3CCOOH 1,0 mol/L.

4. Uma lâmina de 10 g de ferro reage com um determinado volume de solução de $HC\ell$ 1,0 mol/L:
a) na temperatura de 25 °C;
b) na temperatura de 35 °C.

Resolução

1. A taxa de desenvolvimento da reação aumenta com o aumento da superfície de contato entre os reagentes. Assim, a reação do ácido com o ferro na forma de palha de aço ocorre com uma taxa de desenvolvimento maior do que com o ferro na forma de prego.

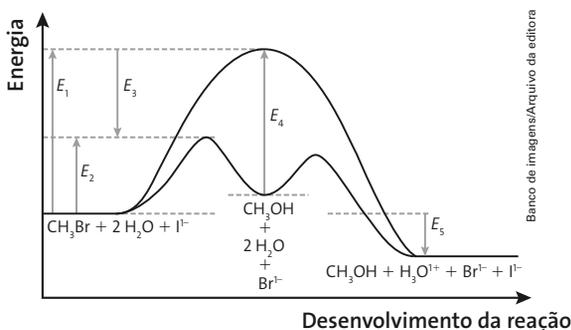
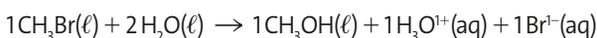
2. A taxa de desenvolvimento da reação aumenta com a concentração dos reagentes, portanto a reação entre a lâmina de ferro e o ácido clorídrico ocorre com uma taxa de desenvolvimento maior na solução 1,0 mol/L do que na solução 0,10 mol/L.

3. A taxa de desenvolvimento da reação aumenta com a concentração dos reagentes, que, nesse caso, são o ferro e os cátions hidrônio, H_3O^{1+} (aq), fornecidos pelo ácido. Apesar de a concentração das soluções ser a mesma, o $HC\ell$ é um ácido forte com grau de ionização $\alpha\% \simeq 92{,}5\%$, e o H_3CCOOH é um ácido fraco com grau de ionização $\alpha \simeq 1{,}35 \cdot 10^{-2}$. Assim, a quantidade de íons H_3O^{1+} (aq) fornecida pelo $HC\ell$ é bem maior que a fornecida pelo H_3CCOOH. A taxa de desenvolvimento da reação entre o ferro e a solução de $HC\ell$ é maior.

4. A taxa de desenvolvimento da reação aumenta com o aumento da temperatura, o que significa maior energia cinética dos reagentes e maior frequência de colisão, portanto a taxa de desenvolvimento da reação entre o ferro e o $HC\ell$ será maior a 35 °C.

Exercícios

7 (Vunesp-SP) A hidrólise do brometo de metila pode ser representada pela equação abaixo e pelo gráfico a seguir:

$1\,CH_3Br(\ell) + 2\,H_2O(\ell) \longrightarrow 1\,CH_3OH(\ell) + 1\,H_3O^{1+}(aq) + 1\,Br^{1-}(aq)$

Com relação a essa reação, assinale a alternativa que contém a afirmação incorreta.

a) O íon I^{1-}(aq) é catalisador da reação, que se processa com liberação de calor.
X b) E_4 é a energia de ativação do catalisador, que é o I^{1-}(aq).
c) E_3 é o abaixamento de energia de ativação devido ao catalisador.
d) E_5 é a variação de entalpia da reação, que é exotérmica.
e) E_1 é a energia de ativação sem catalisador, e E_2 é a energia de ativação com catalisador.

8 (Ufal) A reação entre hidrogênio e oxigênio gasosos é mais rápida quando esses estão:
a) secos e na ausência de catalisador.
b) úmidos e na ausência de catalisador.
X c) aquecidos e na presença de catalisador.
d) resfriados e na presença de catalisador.
e) secos e à baixa temperatura.

9 Explique qual a diferença entre catálise homogênea e catálise heterogênea e indique qual delas é utilizada nos conversores catalíticos dos automóveis.

H. Riffarth/Wikipedia/Wikimedia Commons

Cato Maximilian Guldberg

H. Riffarth/Wikipedia/Wikimedia Commons

Peter Waage

Guldberg e Waage publicaram um trabalho sobre a lei da ação das massas em norueguês, o que ocasionou um atraso de quinze anos no meio científico, até que os químicos alemães e franceses tomassem conhecimento a respeito.

4 Lei da ação das massas

Dois químicos noruegueses, Cato Maximilian Guldberg (1836-1902) e Peter Waage (1833-1900), estabeleceram, por volta de 1864, a **lei da ação das massas**, na qual o termo massa é utilizado para expressar concentração em quantidade de matéria, mol/L:

> A cada temperatura, a taxa de desenvolvimento de uma reação é diretamente proporcional ao produto das concentrações em quantidade de matéria dos reagentes, elevadas a expoentes determinados experimentalmente.

Considere a seguinte reação genérica, corretamente balanceada:

$$aA + bB \longrightarrow cC + dD$$

De acordo com o enunciado da lei da ação das massas, a taxa de desenvolvimento dessa reação pode ser calculada pela expressão:

$$Td = k \cdot [A]^{\alpha} \cdot [B]^{\beta}$$

- k é uma constante que só depende do valor da temperatura;
- α e β são expoentes, cujo valor numérico é determinado experimentalmente.

Reação elementar

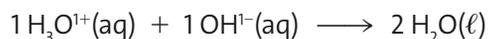
Quando uma reação química se desenvolve em uma única etapa, dizemos que a **reação é elementar**.

Numa reação elementar, os expoentes a que devem ser elevadas as concentrações em quantidade de matéria dos reagentes na expressão da taxa de desenvolvimento são os próprios **coeficientes dos reagentes** na equação balanceada. Assim, se a reação:

$$aA + bB \longrightarrow cC + dD$$

for elementar, a expressão da taxa de desenvolvimento será dada diretamente pela expressão: $\boldsymbol{Td = k \cdot [A]^{a} \cdot [B]^{b}}$.

Por exemplo, considere a reação elementar de neutralização entre o cátion hidrônio e o ânion hidróxido formando água:

$$1\,H_3O^{1+}(aq) + 1\,OH^{1-}(aq) \longrightarrow 2\,H_2O(\ell)$$

A taxa de desenvolvimento dessa reação é expressa por:

$$Td = k \cdot [H_3O^{1+}] \cdot [OH^{1-}]$$

Tal expressão deve ser lida da seguinte maneira:

"A taxa de desenvolvimento da reação de formação da água é proporcional ao produto de uma constante (que só depende da temperatura) pela concentração em quantidade de matéria do cátion hidrônio elevada à 1ª potência, e pela concentração em quantidade de matéria do ânion hidróxido, também elevada à 1ª potência."

Reação não elementar

Quando a reação se desenvolve em duas ou mais etapas distintas, a taxa de desenvolvimento da reação depende apenas da taxa de desenvolvimento da etapa lenta.

Em outras palavras, podemos dizer:

> A etapa lenta é a etapa determinante da taxa de desenvolvimento da reação.

É o caso da reação entre gás hidrogênio, $H_2(g)$, e monóxido de nitrogênio, $NO(g)$, formando gás nitrogênio, $N_2(g)$, e água, $H_2O(\ell)$:

$$2\,H_2(g) + 2\,NO(g) \longrightarrow 1\,N_2(g) + 2\,H_2O(\ell)$$

que se desenvolve segundo as etapas:

Etapa I (lenta)	$1\,H_2(g) + 2\,NO(g) \longrightarrow \cancel{1\,N_2O(g)} + 1\,H_2O(\ell)$
Etapa II (rápida)	$1\,H_2(g) + \cancel{1\,N_2O(g)} \longrightarrow 1\,N_2(g) + 1\,H_2O(\ell)$
Equação global	$2\,H_2(g) + 2\,NO(g) \longrightarrow 1\,N_2(g) + 2\,H_2O(\ell)$

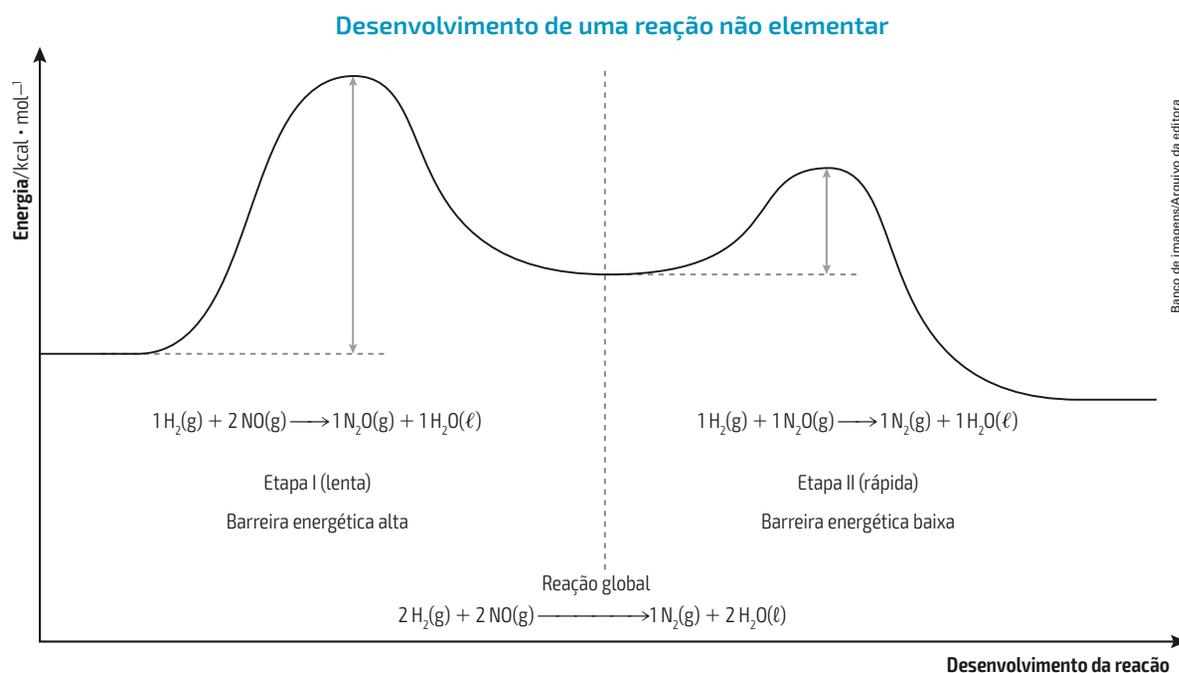
O monóxido de nitrogênio, $NO(g)$, é um gás incolor, de sabor doce, não combustível e ligeiramente solúvel em água. É uma substância muito versátil e biologicamente importante.

A taxa de desenvolvimento da reação global será determinada pela taxa de desenvolvimento da etapa I, que é a etapa lenta. Assim, a expressão da taxa de desenvolvimento da reação global será:

$$Td = k \cdot [H_2] \cdot [NO]^2$$

Representando o processo graficamente, teremos:

Desenvolvimento de uma reação não elementar

Banco de imagens/Arquivo da editora

Dessa forma, quando uma reação química se desenvolve em etapas, a taxa de desenvolvimento da reação global será proporcional apenas às concentrações em quantidade de matéria dos reagentes, elevadas aos respectivos coeficientes que participam da etapa lenta.

Ordem de uma reação

A ordem da reação em relação a um reagente indica a dependência existente entre a concentração em quantidade de matéria desse reagente e a taxa de desenvolvimento da reação global.

Se tomarmos a seguinte reação genérica **não elementar**:

$$aA + bB + cC + ... \longrightarrow dD + eE + fF + ...$$

cuja expressão da taxa de desenvolvimento é dada por:

$$Td = k \cdot [A]^{\alpha} \cdot [B]^{\beta} \cdot [C]^{\gamma} ...$$

em que os expoentes α, β e γ são determinados experimentalmente, dizemos que a reação genérica é de:

- ordem α em relação ao reagente *A*;
- ordem β em relação ao reagente *B*;
- ordem γ em relação ao reagente *C*.

Sendo que:

A ordem de uma reação é a soma de todos os expoentes que aparecem na expressão da taxa de desenvolvimento da reação não elementar.

Para a reação genérica descrita anteriormente, a ordem da reação é:

$$\alpha + \beta + \gamma + ...$$

Considere como exemplo específico a reação não elementar:

$$2\ H_2(g) + 2\ NO(g) \longrightarrow 1\ N_2(g) + 2\ H_2O(l)$$

cuja expressão da taxa de desenvolvimento, conforme visto na página anterior, é dada por: $Td = k \cdot [H_2] \cdot [NO]^2$.

- A ordem da reação é: 1 + 2 = 3 (reação de 3ª ordem).
- A ordem da reação em relação ao gás hidrogênio, $H_2(g)$, é: 1ª ordem, $Td = k \cdot [H_2]^1$
- A ordem da reação em relação ao monóxido de nitrogênio, NO(g), é: 2ª ordem, $Td = k \cdot [NO]^2$

Isso significa que, se dobrarmos a concentração em quantidade de matéria do gás hidrogênio, $H_2(g)$, e mantivermos a concentração em quantidade de matéria do monóxido de nitrogênio, NO(g), constante, a taxa de desenvolvimento da reação dobrará.

$$Td = k \cdot [H_2] \cdot [NO]^2$$
$$2\ Td = k \cdot [2 \cdot H_2] \cdot [NO]^2$$

Steve Gschmeissner/SPL/Latinstock

Os macrófagos, células brancas do sistema imunitário, produzem óxido nítrico, NO, um composto nocivo às bactérias, pois forma radicais livres de nitrogênio. Micrografia eletrônica de varredura. Ampliação de 9 000 vezes.

Mas, se dobrarmos a concentração em quantidade de matéria do NO(g) e mantivermos constante a concentração em quantidade de matéria do H_2(g), a taxa de desenvolvimento da reação quadruplicará:

$$Td = k \cdot [H_2] \cdot [NO]^2$$

$$4\ Td = k \cdot [H_2] \cdot [2 \cdot NO]^2$$

Desse modo, podemos determinar experimentalmente a ordem de uma reação e, em razão disso, os expoentes que entram na expressão da taxa de desenvolvimento, observando como a variação na concentração de um dos reagentes altera a taxa de desenvolvimento da reação, sempre mantendo a concentração dos demais reagentes constante.

Veja como isso é feito a partir da reação genérica:

$$a\,A + b\,B + c\,C + \longrightarrow d\,D + e\,E + f\,F$$

Suponha que essa reação tenha sido feita várias vezes, medindo-se a variação da taxa de desenvolvimento em relação à variação da concentração em quantidade de matéria de cada reagente, obtendo-se os seguintes resultados:

Reações	[*A*]	[*B*]	[*C*]	*Td*/mol · (L · min)$^{-1}$
1ª	2 mol/L	3 mol/L	1 mol/L	$Td_1 = 0,5$
2ª	4 mol/L	3 mol/L	1 mol/L	$Td_2 = 2,0$
3ª	4 mol/L	6 mol/L	1 mol/L	$Td_3 = 2,0$
4ª	4 mol/L	6 mol/L	2 mol/L	$Td_4 = 16,0$

- Comparando a 1ª e a 2ª reações, observamos que, dobrando a concentração em quantidade de matéria da substância *A* e mantendo a concentração em quantidade de matéria dos demais reagentes constante, a taxa de desenvolvimento da reação quadruplica.

  Então: $Td = k \cdot [A]^2$, pois $4\ Td = k \cdot [2 \cdot A]^2$.
- Comparando a 2ª e a 3ª reações, vemos que, dobrando a concentração em quantidade de matéria de *B* e mantendo a dos demais reagentes constante, a taxa de desenvolvimento da reação permanece constante. Isso significa que a concentração em quantidade de matéria de *B* não influi na taxa de desenvolvimento da reação.

  Então: $Td = k \cdot [B]^0$.
- Comparando a 3ª e a 4ª reações, observamos que, dobrando a concentração em quantidade de matéria de *C* e mantendo a dos demais reagentes constante, a taxa de desenvolvimento da reação octuplica.

  Então: $Td = k \cdot [C]^3$, pois $8\ Td = k \cdot [2 \cdot C]^3$.

  Logo, a expressão da taxa de desenvolvimento da reação é:

$$Td = k \cdot [A]^2 \cdot [C]^3$$

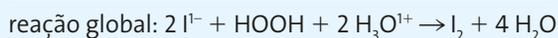
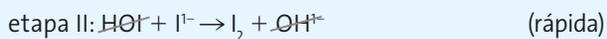
Exercício resolvido

4 (UFC-CE) Considere as seguintes reações elementares:

etapa I: $HOOH + I^{1-} \rightarrow$ ~~HOI~~ $+$ ~~OH^{1-}~~ (lenta)

etapa II: ~~HOI~~ $+ I^{1-} \rightarrow I_2 +$ ~~OH^{1-}~~ (rápida)

etapa III: ~~$2\,OH^{1-}$~~ $+ 2\,H_3O^{1+} \rightarrow 4\,H_2O$ (rápida)

reação global: $2\,I^{1-} + HOOH + 2\,H_3O^{1+} \rightarrow I_2 + 4\,H_2O$

a) Qual a etapa determinante da taxa de desenvolvimento da reação?
b) Apresente a expressão da lei de taxa de desenvolvimento para a reação global.

Resolução

a) A etapa determinante da taxa de desenvolvimento da reação é a etapa lenta (etapa I).
b) $Td = k \cdot [HOOH] \cdot [H^{1-}]$

Exercícios

ATENÇÃO! Não escreva no seu livro!

10 (UEL-PR) No estudo de uma reação representada por $2\,A(g) + 1\,B_2(g) \rightarrow 2\,AB(g)$ coletaram-se os seguintes dados:

[*A*] inicial	[*B*$_2$] inicial	*Td* (mol · L^{-1} · s^{-1})
0,10	0,10	$2,53 \cdot 10^{-6}$
0,10	0,20	$5,06 \cdot 10^{-6}$
0,20	0,10	$10,12 \cdot 10^{-6}$

A taxa de desenvolvimento, *Td*, da reação pode ser expressa por:
a) $Td = k \cdot 2 \cdot [A]$.
b) $Td = k \cdot [B_2]^2$.
c) $Td = k \cdot [A] \cdot [B_2]$.
X d) $Td = k \cdot [A]^2 \cdot [B_2]$.
e) $Td = k \cdot [A] \cdot [B_2]^2$.

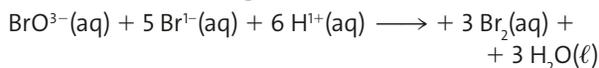
11 (UFPB) A tabela a seguir indica valores das taxas de desenvolvimento da reação e as correspondentes concentrações em mol/L dos reagentes em idênticas condições para o processo químico representado pela equação genérica:

$$3\,X + 2\,Y \longrightarrow 1\,Z + 5\,W$$

Td (mol · L^{-1} · min^{-1})	[*X*]	[*Y*]
10	5	10
40	10	10
40	10	20

A equação de taxa de desenvolvimento desse processo é:
a) $Td = k \cdot [X]^3 \cdot [Y]^2$.
b) $Td = k \cdot [X]^2 \cdot [Y]^2$.
c) $Td = k \cdot [X]^0 \cdot [Y]^2$.
X d) $Td = k \cdot [X]^2 \cdot [Y]^0$.
e) $Td = k \cdot [X]^2 \cdot [Y]^3$.

12 (PUC-SP) A reação de oxirredução que ocorre entre os íons brometo, Br^{1-}, e bromato, BrO^{3-}, em meio ácido, formando o bromo, Br_2, é representada pela equação:

$$BrO^{3-}(aq) + 5\,Br^{1-}(aq) + 6\,H^{1+}(aq) \longrightarrow + 3\,Br_2(aq) + 3\,H_2O(\ell)$$

Um estudo cinético dessa reação em função das concentrações dos reagentes foi efetuado, e os dados obtidos estão listados na tabela a seguir.

Experimento	Concentração (mol · L^{-1})			*Td*
	$[BrO_3^{1-}]$	$[Br^{1-}]$	$[H^{1+}]$	(mol · L^{-1} · s^{-1})
1	0,10	0,10	0,10	$1,2 \cdot 10^{-3}$
2	0,20	0,10	0,10	$2,4 \cdot 10^{-3}$
3	0,20	0,30	0,10	$7,2 \cdot 10^{-3}$
4	0,10	0,10	0,20	$4,8 \cdot 10^{-3}$

Considerando as observações experimentais, pode-se concluir que a lei de taxa de desenvolvimento da reação é
a) $Td = k \cdot [BrO_3^{1-}] \cdot [Br^{1-}] \cdot [H^{1+}]$.
b) $Td = k \cdot [BrO_3^{1-}] \cdot [Br^{1-}]^5 \cdot [H^{1+}]^6$.
c) $Td = k \cdot [BrO_3^{1-}]^2 \cdot [Br^{1-}]^6 \cdot [H^{1+}]^4$.
d) $Td = k \cdot [BrO_3^{1-}] \cdot [Br^{1-}]^3 \cdot [H^{1+}]^2$.
X e) $Td = k \cdot [BrO_3^{1-}] \cdot [Br^{1-}] \cdot [H^{1+}]^2$.

13 (PUC-RS) Considere a reação elementar representada pela equação: $3\,O_2(g) \longrightarrow 2\,O_3(g)$.
Ao triplicarmos a concentração do oxigênio, a taxa de desenvolvimento da reação, em relação à taxa de desenvolvimento inicial, torna-se:
a) duas vezes menor.
b) três vezes maior.
c) oito vezes menor.
d) nove vezes maior.
X e) vinte e sete vezes maior.

Compreendendo o Mundo

O tema central desta Unidade foi a poluição térmica. Muitas atividades industriais e de produção de energia geram um calor excessivo que acaba sendo liberado no meio ambiente, principalmente em corpos de água, causando sérios danos aos seres vivos que habitam o local.

Uma alternativa para evitar os problemas provocados pelo aumento excessivo da temperatura das águas dos rios e mares é a liberação do calor para a atmosfera por meio de torres de resfriamento por via seca. Nestas, a água de resfriamento circula através de um circuito de resfriamento em que há transferência do calor do gerador à atmosfera, sem perda de água.

Esse sistema de resfriamento é indicado principalmente para usinas nucleares (como as existentes em Angra dos Reis, no Rio de Janeiro), pois o circuito de água totalmente fechado reduz muito a possibilidade de contaminação radioativa do meio ambiente.

Como a temperatura do ar desprendido pelas torres de resfriamento é cerca de 15 °C a 20 °C mais alta que a do ambiente, esses vapores desprendidos sobem a altitudes consideráveis, e as trocas térmicas podem ocorrer com um volume de ar muito grande. Com isso serão pouco prováveis ocorrências de alterações climáticas locais.

As torres de resfriamento por via seca (ilustração abaixo) apresentam também possibilidades tecnicamente viáveis de reaproveitamento do calor desprendido pelo gerador. O problema é que as torres de resfriamento à base de água por via seca são bastante caras e em usinas elétricas de grandes proporções podem provocar um aumento dos custos da energia elétrica da ordem de 10% a 30%. É preciso analisar se esse aumento de custos não se justifica por reduzir a poluição térmica do ambiente.

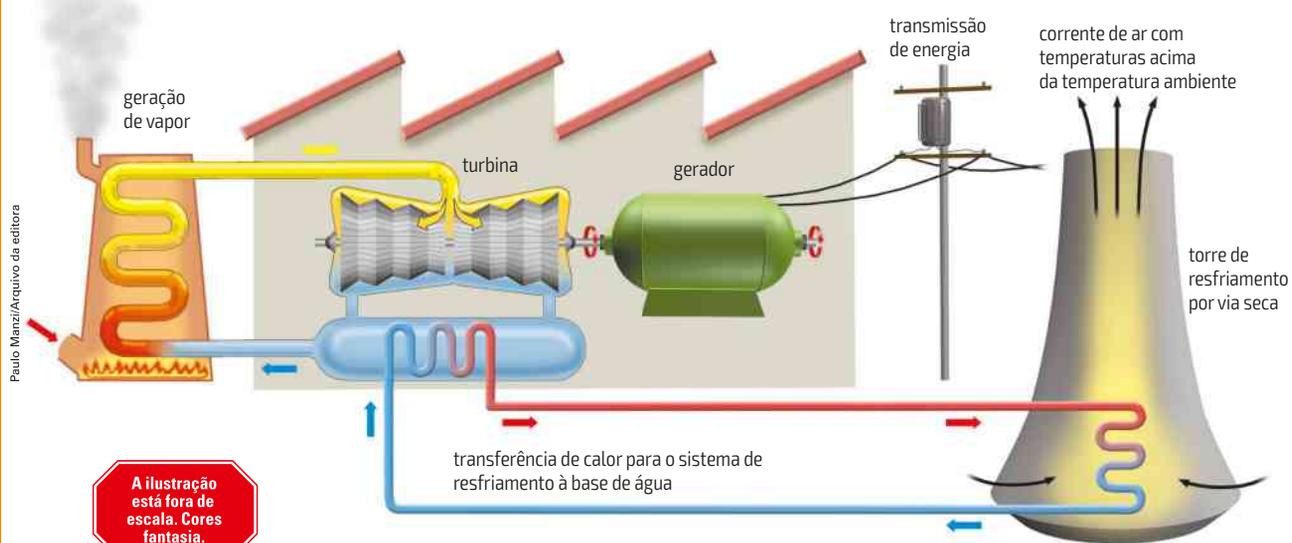
Outro aspecto negativo das torres de resfriamento está em suas grandes dimensões. Essas torres devem ter uma altura mínima de 100 metros para que haja ventilação espontânea; a área necessária é função da potência da usina para poder acomodar os intercambiadores térmicos.

Por causa das grandes dimensões dessas instalações de resfriamento, já foram projetadas usinas geradoras instaladas no interior das torres de resfriamento.

Mas como tudo tem seu lado positivo, há quem argumente a favor do aquecimento das águas dos rios em torno de 10 °C em países de clima frio, pois tal aquecimento poderia evitar o congelamento da água, tornando os rios navegáveis durante o ano inteiro (ainda que isso gere um total desequilíbrio ecológico no local).

Espécies que vêm sofrendo muito com o aumento de temperatura das águas, inclusive com riscos de extinção, são os corais. E o que ocorreria se eles desaparecessem? Vamos falar desse assunto na próxima unidade.

Princípio de funcionamento de uma torre de resfriamento por via seca

UNIDADE 4

Corais

A sobrevivência dos corais depende da manutenção de um equilíbrio delicado entre temperatura, luminosidade e quantidade de nutrientes orgânicos – condição que está se tornando rara por causa da poluição e das mudanças climáticas.

Monitorar essas espécies é importante pois, graças à sensibilidade delas, podemos saber como estão a qualidade e a saúde de nosso ecossistema.

Preservar os corais existentes, garantindo sua sobrevivência e criando meios para sua reprodução, é uma forma de ajudar diversas outras espécies que dependem dos corais para sobreviver, além de garantir um ambiente mais saudável para nós mesmos.

CAPÍTULO 8

Equilíbrios moleculares

FOI NOTÍCIA!

Lenta agonia sob as águas

"Os recifes de corais, apreciados por sua beleza e profusão de cores, têm um papel fundamental para os oceanos. Estima-se que sirvam de abrigo para 2 milhões de espécies de peixes, moluscos, algas e crustáceos – um quarto de toda a vida marinha. [...]

Há tempos os cientistas observam com apreensão a degradação e a morte dos corais em diversas regiões do planeta, como o Caribe e a Indonésia. A culpa seria da poluição produzida pelo homem e do aumento das temperaturas na Terra.

[Em 2008 foi divulgado o] primeiro estudo global sobre a saúde dos corais, feito por 39 cientistas de catorze países, revelando que a situação dessas criaturas é pior do que se pensava. Das 1400 espécies de corais conhecidas, 231 estão em diferentes graus de risco de extinção. Há dez anos, as espécies ameaçadas eram apenas treze. Quando os corais se extinguem, o mesmo ocorre com as plantas e os animais que deles dependem para obter alimento e refúgio contra os predadores. [...]

Um exemplo de boa iniciativa para a preservação dos corais vem da Austrália. O país estabeleceu áreas protegidas na Grande Barreira de Corais, limitando o acesso de visitantes, e passou a controlar o uso de fertilizantes nas plantações próximas à costa para evitar a contaminação. O objetivo é reverter as previsões de que, até 2030, metade dos corais da barreira australiana, que se estende por 350 mil quilômetros quadrados, estará morta. A expectativa dos cientistas é que o exemplo australiano seja seguido em outras regiões do mundo.

No Brasil, um estudo da Universidade Federal da Bahia e da Conservação Internacional, divulgado há dois meses, mostra que são necessárias medidas urgentes para proteger os corais do arquipélago de Abrolhos, no litoral da Bahia, afetados pela poluição e pelo turismo. Os recifes de Abrolhos são objeto de estudo desde 1980. Em 2005, os primeiros corais doentes foram detectados. A pesquisa mostra que, se nada for feito, 40% dos corais do arquipélago desaparecerão nos próximos cinquenta anos."

VIEIRA, Vanessa. Revista *Veja*, São Paulo, n. 2 070, 23 jul. 2008. Disponível em: <http://veja.abril.com.br/230708/p_146.shtml>. Acesso em: 30 set. 2015.

Corais esbranquiçados na Indonésia, 2011.

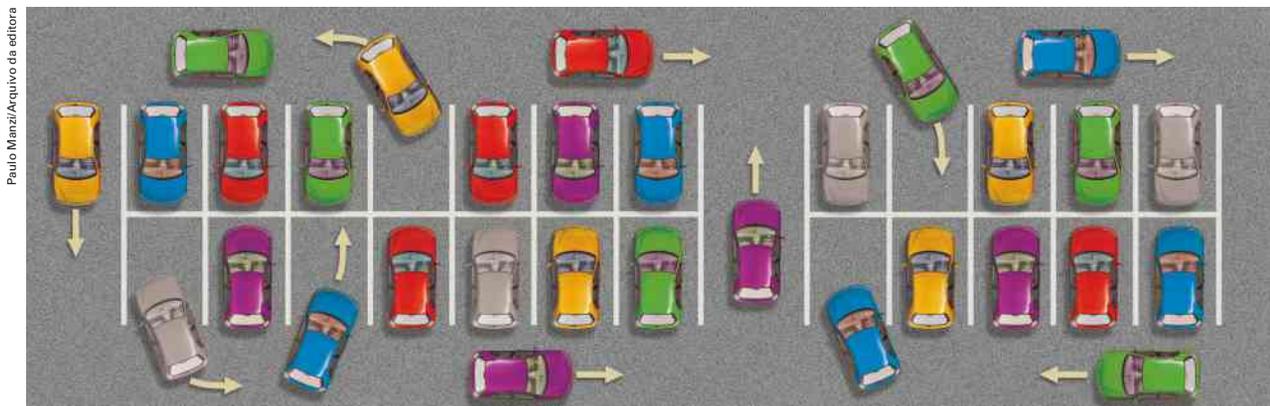
ullstein bild/Getty Images

Você leu uma matéria afirmando que os corais estão sendo ameaçados pela poluição e pelo aumento das temperaturas. Você sabe como a mudança de temperatura da água dos oceanos afeta a comunidade de corais?

1 Equilíbrio dinâmico

No **equilíbrio dinâmico** o objeto ou fenômeno em estudo está sempre em constante movimento. Existem duas ou mais ações que ocorrem em sentidos opostos ininterruptamente. A situação de equilíbrio é atingida quando as **taxas de desenvolvimento** dessas ações se igualam.

Para entender o que isso significa, podemos fazer a seguinte analogia: imagine o estacionamento de um grande centro de compras no fim de semana que antecede o Natal. As vagas do estacionamento estão todas ocupadas, porém há pessoas que já fizeram compras e estão indo embora, enquanto outras estão chegando e circulando com o carro à procura de uma vaga. À medida que uma pessoa desocupa uma vaga e vai embora, imediatamente outra pessoa estaciona o carro e ocupa a vaga.

Paulo Manzi/Arquivo da editora

Equilíbrio dinâmico no estacionamento

Essa situação se repete continuamente ao longo de todo o dia. Se for constatado que os dois fenômenos – pessoas indo embora e pessoas chegando – ocorrem com a mesma taxa de desenvolvimento, teremos um exemplo de equilíbrio dinâmico.

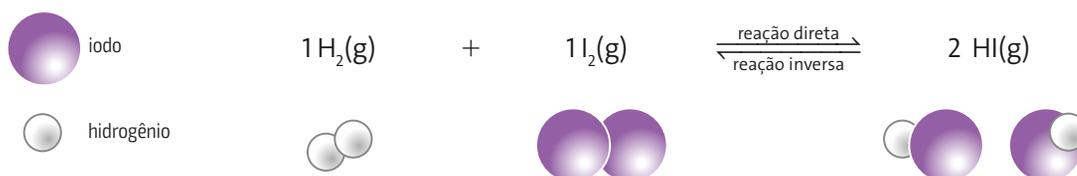
Muitas reações químicas, em determinadas condições, são reversíveis, ou seja, ao mesmo tempo que os reagentes se transformam nos produtos (reação direta), os produtos se transformam nos reagentes (reação inversa).

Quando as taxas de desenvolvimento das reações direta e inversa se igualam, a reação entra em **equilíbrio dinâmico**.

As ilustrações estão fora de escala. Cores fantasia.

Um exemplo é a reação entre gás hidrogênio e gás iodo feita em recipiente fechado. Os reagentes produzem gás iodeto de hidrogênio, cujas moléculas, em determinado momento, começam a reagir entre si formando novamente gás hidrogênio e gás iodo.

Reações reversíveis como essa são representadas por uma dupla seta, que indica a reação direta e a reação inversa.

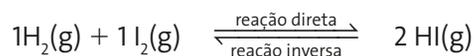
Banco de imagens/Arquivo da editora

As esferas apresentadas são um modelo, não possuem existência física real. O tamanho dos átomos está fora de escala, e as cores são apenas ilustrativas.

A tabela a seguir fornece dados experimentais para a concentração de reagentes e produtos em mol/L, envolvidos nessa reação, em determinadas condições, medida em certos intervalos de tempo, desde o início até o sistema entrar em equilíbrio:

Concentração de reagentes e produtos durante a reação entre gás hidrogênio e gás iodo			
Tempo/s	**Concentração/mol · L^{-1}**		
	[H_2]	**[I_2]**	**[HI]**
t_0	1,00	1,00	0
t_1	0,80	0,80	0,40
t_2	0,60	0,60	0,80
t_3	0,40	0,40	1,20
t_4	0,20	0,20	1,60
t_5	0,20	0,20	1,60
t_6	0,20	0,20	1,60

Fonte: LOURENÇO, Maria da Graça. *Química, ciências físico-químicas*. Porto: Porto Editora, 1996.

Observe na tabela acima que, a partir do instante t_4, a reação entra em equilíbrio dinâmico, ou seja, sob temperatura constante, continua ocorrendo nos dois sentidos com a mesma taxa de desenvolvimento(T_d).

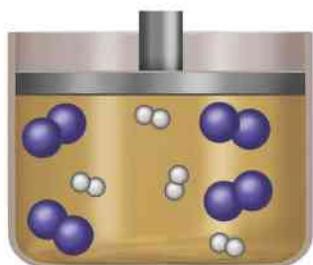
$$1H_2(g) + 1\,I_2(g) \underset{\text{reação inversa}}{\overset{\text{reação direta}}{\rightleftharpoons}} 2\,HI(g)$$

No equilíbrio, em temperatura constante: *Td* da reação direta = *Td* da reação inversa.

Vamos ver agora, por meio de um esquema, como esse fenômeno ocorre, etapa por etapa.

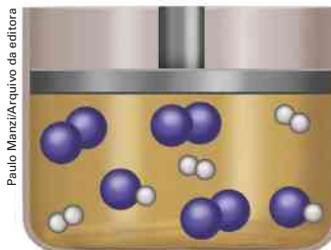
- **Em t_0**: No início temos um recipiente fechado (já que todas as substâncias se encontram na fase gasosa) contendo apenas os reagentes, à temperatura constante *T*.

  No esquema abaixo, que é um modelo do momento em que a reação tem início, estão representadas: 4 moléculas de H_2(g) e 4 moléculas de I_2(g). Total de átomos: 8 H; 8 I.

  Como a concentração de reagentes é máxima, a taxa de desenvolvimento da reação direta é máxima, e como a concentração de produtos é zero, a taxa de desenvolvimento da reação inversa é zero.

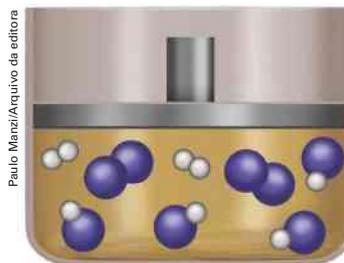
Paulo Manzi/Arquivo da editora

Comportamento das moléculas em t_0

- **Entre t_1 e t_3**: Os reagentes começam a colidir com energia igual à energia de ativação da reação e começam a formar os produtos. A concentração de reagentes começa a diminuir, assim como a taxa de desenvolvimento da reação direta. Entretanto, à medida que a concentração de produtos vai aumentando, a reação inversa tem início, e sua taxa de desenvolvimento também vai aumentando.
  No esquema abaixo estão representadas: 3 moléculas de $H_2(g)$, 3 moléculas de $I_2(g)$ e 2 moléculas de HI(g). Total de átomos: 8 H; 8 I.

Paulo Manzi/Arquivo da editora

Comportamento das moléculas entre t_1 e t_3

- **De t_4 em diante**: Se a temperatura for mantida rigorosamente constante (igual a *T*), chegará um momento em que a taxa de desenvolvimento da reação direta (formação de produtos) será igual à taxa de desenvolvimento da reação inversa (formação de reagentes). Nesse ponto, dizemos que a reação entrou em **equilíbrio dinâmico**, ou seja, as reações direta e inversa continuam ocorrendo ininterruptamente com a mesma taxa de desenvolvimento (desde que seja mantida a temperatura *T*).
  No esquema abaixo estão representadas: 2 moléculas de $H_2(g)$, 2 moléculas de $I_2(g)$ e 4 moléculas de HI(g). Total de átomos: 8 H; 8 I.

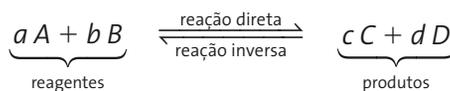
As ilustrações estão fora de escala. Cores fantasia.

Paulo Manzi/Arquivo da editora

Comportamento das moléculas de t_4 em diante

No equilíbrio, as reações direta e inversa ocorrem ininterruptamente com a mesma taxa de desenvolvimento: $Td_{direta} = Td_{inversa}$.

Generalizando, podemos dizer que o equilíbrio químico é característico de qualquer reação química reversível e se estabelece quando as taxas de desenvolvimento das reações direta e inversa se igualam, e a temperatura é mantida constante.

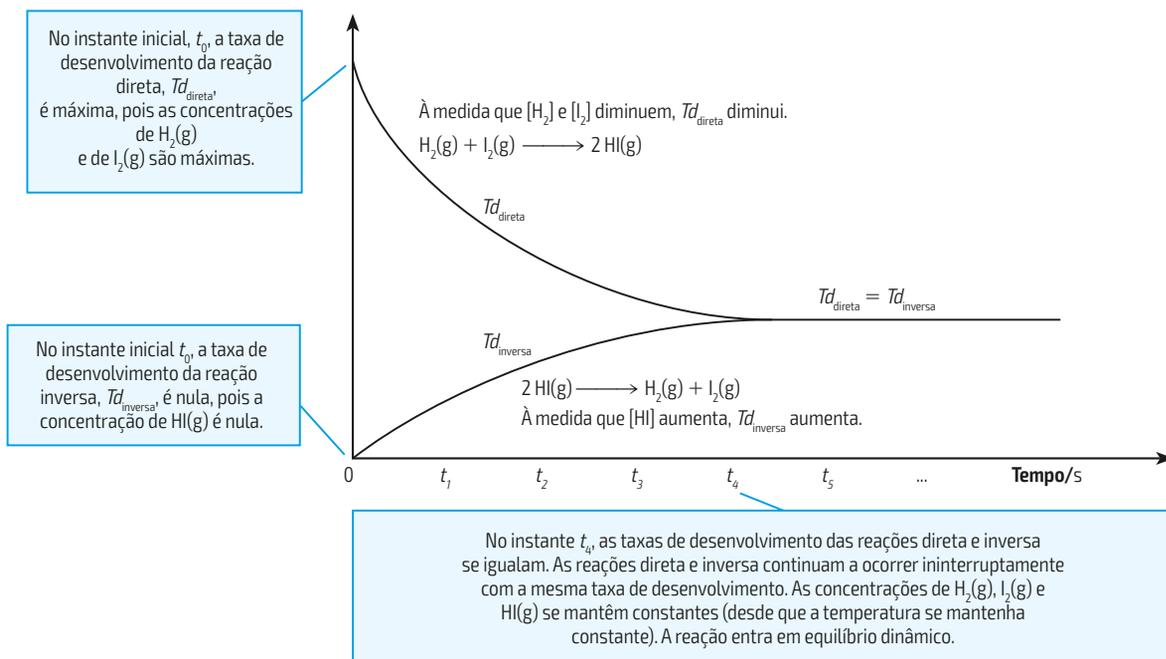
Equilíbrio químico (temperatura constante): $Td_{\text{reação direta}} = Td_{\text{reação inversa}}$

$$\underbrace{aA + bB}_{\text{reagentes}} \underset{\text{reação inversa}}{\overset{\text{reação direta}}{\rightleftharpoons}} \underbrace{cC + dD}_{\text{produtos}}$$

O equilíbrio químico é dinâmico e fica caracterizado quando as taxas de desenvolvimento das reações direta e inversa se igualam sob temperatura constante.

Estudo gráfico do equilíbrio dinâmico

Considere ainda a reação entre gás hidrogênio e gás iodo formando gás iodeto de hidrogênio.

A partir da análise do gráfico a seguir, construído com base na taxa de desenvolvimento das reações direta e inversa fornecidas na tabela da página 177, poderemos chegar às conclusões apresentadas em destaque nos quadros de fundo azul.

Taxa de desenvolvimento da reação entre gás hidrogênio e gás iodo

Observações:

1) O equilíbrio químico só pode ser atingido em sistemas fechados (onde não há troca de matéria com o meio ambiente).

2) Em sistemas fechados, toda reação química é reversível, em maior ou menor grau.

3) As propriedades **macroscópicas** de um sistema em equilíbrio químico, como concentração, densidade, massa e cor, permanecem constantes.

4) As propriedades **microscópicas** de um sistema em equilíbrio químico, como colisão entre partículas, formação de complexo ativado e transformação de uma substância em outra, permanecem em evolução, pois o equilíbrio químico é dinâmico.

5) O equilíbrio químico de uma reação só se manterá estável enquanto o sistema em reação for mantido isolado (sem trocar matéria ou energia com o meio ambiente). Se houver troca de energia (variação de temperatura), o sistema vai se ajustar a um novo estado de equilíbrio, e as propriedades macroscópicas desse sistema vão sofrer alguma variação até se estabilizarem novamente.

6) A adição de um catalisador em um sistema em equilíbrio químico aumenta igualmente as taxas de desenvolvimento das reações direta e inversa, sem favorecer nenhuma das reações.

Concentração de reagentes e produtos

Como vimos, um momento antes do início da reação, a concentração em quantidade de matéria de reagentes é máxima, e a de produtos é zero. Com o passar do tempo, a concentração de reagentes vai diminuindo, e a de produtos, aumentando, até que no instante t_e o equilíbrio é atingido, e as concentrações de reagentes e produtos se estabilizam.

Logo, o equilíbrio químico fica caracterizado quando as **taxas de desenvolvimento das reações direta e inversa se igualam** e se mantêm constantes (à temperatura constante).

As **concentrações** de reagentes e produtos permanecem **estáveis** no sistema em equilíbrio, no entanto **dificilmente são iguais**. Aliás, os casos em que reagentes e produtos apresentam a mesma concentração em mol/L no equilíbrio são extremamente raros.

No estado de equilíbrio dinâmico, a temperatura constante, as taxas de desenvolvimento das reações direta e inversa são iguais, e as concentrações de reagentes e produtos são estáveis, mas dificilmente iguais.

Lembre-se de que simbolizamos a concentração em mol/L de *x* por [*x*].

Desse modo, quando o equilíbrio químico é atingido, podemos verificar uma das situações descritas no quadro a seguir, em relação às **concentrações de reagentes e produtos**.

Concentração de reagentes e de produtos no equilíbrio

Concentração no equilíbrio	Reação predominante: tendência ao equilíbrio	Gráfico: concentração × tempo
As concentrações de reagentes e de produtos no equilíbrio são iguais. A taxa de desenvolvimento da reação direta é igual à taxa de desenvolvimento da reação inversa.	$[r] = [p]$ reagentes $\underset{\text{reação inversa}}{\overset{\text{reação direta}}{\rightleftharpoons}}$ produtos	Concentração/mol · L^{-1}; 0; t_e; Tempo; [reagentes] = [produtos]
A concentração de reagentes no equilíbrio é maior do que a concentração de produtos. As taxas de desenvolvimento das reações direta e inversa são iguais.	$[r] > [p]$ reagentes $\underset{\text{reação inversa}}{\overset{\text{reação direta}}{\rightleftharpoons}}$ produtos	Concentração/mol · L^{-1}; 0; t_e; Tempo; [reagentes]; [produtos]
A concentração de produtos no equilíbrio é maior do que a concentração de reagentes. As taxas de desenvolvimento das reações direta e inversa são iguais.	$[r] < [p]$ reagentes $\underset{\text{reação inversa}}{\overset{\text{reação direta}}{\rightleftharpoons}}$ produtos	Concentração/mol · L^{-1}; 0; t_e; Tempo; [produtos]; [reagentes]

Ilustrações técnicas: Banco de imagens/Arquivo da editora

2 Análise quantitativa

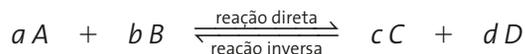
Vimos que, quando uma reação é reversível, as reações direta e inversa ocorrem simultaneamente. O equilíbrio químico fica caracterizado quando as taxas de desenvolvimento das reações direta e inversa se igualam. As concentrações de reagentes e produtos, no entanto, dificilmente são iguais num sistema em equilíbrio.

Para sabermos, quantitativamente, as concentrações dos reagentes e dos produtos em um sistema em equilíbrio, definimos uma constante de equilíbrio, K, que **só depende da temperatura**.

A constante K pode ser calculada em termos de concentração em quantidade de matéria, K_C, ou em termos de pressão parcial, K_P, conforme o estado de agregação das substâncias participantes.

Constantes de equilíbrio K_C e K_P

Considere a seguinte reação genérica, **elementar** e **reversível**, na qual todas as substâncias participantes se encontram na fase gasosa:

$$a\,A + b\,B \underset{\text{reação inversa}}{\overset{\text{reação direta}}{\rightleftharpoons}} c\,C + d\,D$$

- Reação direta e expressão da taxa de desenvolvimento:

$$a\,A + b\,B \longrightarrow c\,C + d\,D$$

$$Td_{\text{direta}} = k_{\text{direto}} \cdot [A]^a \cdot [B]^b$$

- Reação inversa e expressão da taxa de desenvolvimento:

$$c\,C + d\,D \longrightarrow a\,A + b\,B$$

$$Td_{\text{inversa}} = k_{\text{inverso}} \cdot [C]^c \cdot [D]^d$$

- No equilíbrio: $Td_{\text{direta}} = Td_{\text{inversa}}$, então

$$k_{\text{direto}} \cdot [A]^a \cdot [B]^b = k_{\text{inverso}} \cdot [C]^c \cdot [D]^d$$

Se dividirmos k_{direto} pelo k_{inverso}, teremos:

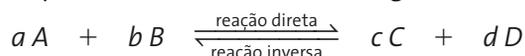
$$\frac{k_{\text{direto}} \cdot [A]^a \cdot [B]^b}{k_{\text{inverso}} \cdot [C]^c \cdot [D]^d} = 1 \Rightarrow \frac{k_{\text{direto}}}{k_{\text{inverso}}} = \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b}$$

Por definição, a constante de equilíbrio em termos de concentração em quantidade de matéria, K_C, é igual ao quociente entre o k_{direto} e o k_{inverso}:

$$K_C = \frac{k_{\text{direto}}}{k_{\text{inverso}}} \Rightarrow K_C = \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b}$$

A definição da constante de equilíbrio, K, em termos de pressão parcial, K_P, é análoga à de K_C.

Dada a reação genérica, **elementar** e **reversível**, na qual todas as substâncias participantes se encontram na fase gasosa, temos:

$$a\,A + b\,B \underset{\text{reação inversa}}{\overset{\text{reação direta}}{\rightleftharpoons}} c\,C + d\,D$$

$$K_P = \frac{(pC)^c \cdot (pD)^d}{(pA)^a \cdot (pB)^b}$$

em que p indica a pressão parcial das substâncias A, B, C e D no equilíbrio.

Tischenko Irina/Shutterstock/Glow Images

Líquidos puros, como a água, possuem concentração constante cujo valor é incluído no próprio valor de K_C.

Em relação às constantes de equilíbrio K_C e K_P devemos observar:

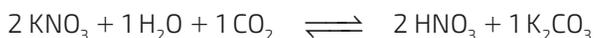
- Só devem fazer parte da expressão de K_C as concentrações em quantidade de matéria que podem sofrer variações, como é o caso de substâncias em solução (soluções líquidas ou gasosas).
- A concentração em quantidade de matéria de uma substância no estado sólido é constante, e assim seu valor está incluído no próprio valor de K_C.
- Na expressão de K_P entram apenas as substâncias que se encontram no estado gasoso, pois a pressão parcial de sólidos e líquidos é desprezível.
- A constante de equilíbrio é característica de cada reação e também da temperatura, ou seja, o valor de K_C ou K_P para uma mesma reação só deve variar se a temperatura variar.

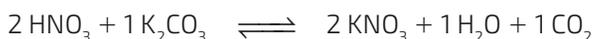
Curiosidade

O conceito de equilíbrio

O químico e físico irlandês Robert Boyle (1627-1691) foi provavelmente um dos primeiros cientistas a perceber que uma transformação química poderia ser revertida. O experimento que o levou a essa conclusão foi a decomposição do salitre (nitrato de potássio) por aquecimento, proveniente da queima de carvão vegetal.

A queima do carvão produz vapor de água e gás carbônico. Essas substâncias reagem com o salitre em decomposição, formando o que ele chamou na época "nítron volátil", $HNO_3(v)$, e "nítron fixo", $K_2CO_3(s)$.

$$2\ KNO_3 + 1\ H_2O + 1\ CO_2 \rightleftharpoons 2\ HNO_3 + 1\ K_2CO_3$$

Boyle observou que o "nítron volátil" era capaz de reagir com o "nítron fixo" reconstituindo o salitre e que, portanto, a reação era reversível.

$$2\ HNO_3 + 1\ K_2CO_3 \rightleftharpoons 2\ KNO_3 + 1\ H_2O + 1\ CO_2$$

Mais tarde, Péan de Saint-Gilles (1862-1912) estudou a reação entre um ácido e um álcool formando éster e água (esterificação).

$$\text{ácido} + \text{álcool} \rightleftharpoons \text{éster} + \text{água}$$

Péan observou que em determinado instante essa reação estagnava, ou seja, ela não chegava a se completar, mas aproximava-se de um "limite", que correspondia ao "equilíbrio". Ele determinou, então, a cada intervalo de tempo, a quantidade de ácido que ainda não havia se transformado. Com base nos valores encontrados, calculou a quantidade de éster formado a cada instante, o que o levou à seguinte conclusão: "A quantidade de éster formado a cada instante é proporcional ao produto das massas das substâncias reagentes e inversamente proporcional ao volume".

Foi com base nessas observações que os químicos Guldberg e Waage chegaram ao primeiro enunciado da Lei da Ação das Massas:

"A rapidez de uma transformação química é proporcional às concentrações (em mol/L) das substâncias reagentes".

O conceito de atividade

Leia mais a respeito do conceito de atividade no livro: ATKINS, Peter; JONES, Loretta. *Princípios de Química*: questionando a vida moderna. São Paulo: Bookman, 2006.

A dedução para a expressão das constantes de equilíbrio K_C e K_P deve ser feita, a rigor, utilizando-se conceitos de Termodinâmica (energia livre de Gibbs). Como optamos por não trabalhar com esse conceito neste livro por causa de seu caráter técnico, e por essa dedução ser relativamente complexa, decidimos fazer a dedução das constantes de equilíbrio a partir da igualdade entre as taxas de desenvolvimento das reações direta e inversa. Porém, essa dedução, apesar de ser bem mais didática, gera uma unidade, o que implica erro.

K_C e K_P, por definição, são números adimensionais.

Sólidos puros, como cristais de cloreto de sódio, NaCℓ, têm atividade igual a 1.

Podemos resolver esse problema introduzindo o conceito de atividade. Esse conceito pode ser resumido nas seguintes regras:

Seja uma substância ***X*** em que a_X = atividade de ***X***:

- Se ***X*** for um gás ideal, a atividade de ***X***, a_X, será igual ao quociente entre a pressão parcial de ***X***, P_X, e a unidade de pressão na qual se estiver trabalhando:

$$a_X = \frac{P_X \cancel{atm}}{\cancel{atm}} \quad \text{ou} \quad a_X = \frac{P_X \cancel{mmHg}}{\cancel{mmHg}} \quad \text{ou} \quad a_X = \frac{P_X \cancel{P_a}}{\cancel{P_a}}$$

Dessa forma, a unidade de pressão, seja ela qual for, será cancelada na expressão da constante de equilíbrio.

- Se ***X*** for um soluto em uma solução diluída, a atividade de ***X***, a_X, será igual ao quociente entre a concentração em quantidade de matéria de ***X***, $[X]$, e a concentração em quantidade de matéria-padrão, ou seja, 1 mol/L.

$$a_X = \frac{[X]\ \cancel{mol/L}}{\cancel{mol/L}}$$

- Se ***X*** for um sólido ou um líquido puro, $a_X = 1$.
Isso esclarece por que a água (solvente) e os sólidos em geral não participam da expressão de K_C (na realidade participam, mas como o valor é igual a 1, não interferem no valor da constante).

Números adimensionais são números puros, sem qualquer unidade relacionada a uma grandeza ou relação entre grandezas, como concentração em mol/L, por exemplo.

As atividades são números puros (adimensionais), pois as unidades são canceladas na definição, antes mesmo de se calcular K_C ou K_P.

Em termos de atividades, a constante de equilíbrio de qualquer reação tem a forma geral:

$$K = \left\{ \frac{\text{atividades dos produtos}}{\text{atividades dos reagentes}} \right\}_{\text{equilíbrio}}$$

e, mais especificamente, para a reação genérica

$$a\,A \; + \; b\,B \; \underset{\text{reação inversa}}{\overset{\text{reação direta}}{\rightleftharpoons}} \; c\,C \; + \; d\,D$$

$$K_C = \frac{(a_C)^c \cdot (a_D)^d}{(a_A)^a \cdot (a_B)^b}$$

A atividade – conceito adotado atualmente em muitos livros de Ensino Superior – pode ser considerada uma quantidade empírica que foi introduzida para facilitar a escrita da expressão da constante de equilíbrio, mas que pode ser justificada pela Termodinâmica.

Como as atividades não têm unidades, isso também acontece com a constante K_C e consequentemente com K_P.

Neste livro, genericamente, sempre que usarmos a notação da constante de equilíbrio em termos de concentração em mol/L ou em termos de pressão parcial, estaremos considerando as atividades de reagentes e produtos para qualquer reação química em equilíbrio dinâmico.

- $[A]^a = (a_A)^a$ e $(pA)^a = (a_A)^a$
- $[C]^c = (a_C)^c$ e $(pC)^c = (a_C)^c$
- $[B]^b = (a_B)^b$ e $(pB)^b = (a_B)^b$
- $[D]^d = (a_D)^d$ e $(pD)^d = (a_D)^d$

Logo:

$$K_C = \frac{(a_C)^c \cdot (a_D)^d}{(a_A)^a \cdot (a_B)^b} \text{ é o mesmo que } K_C = \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b}$$

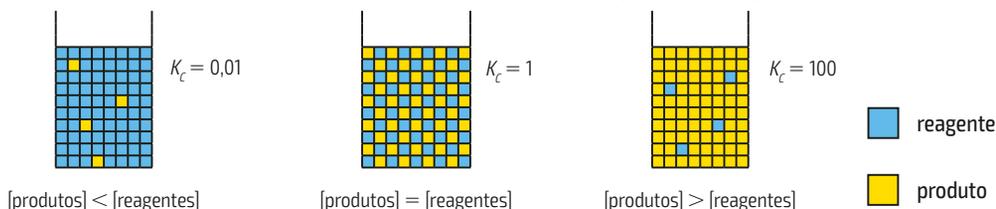
O valor de K_C é determinado experimentalmente e tabelado para certos valores de temperatura.

Interpretando o valor de K_C e de K_P

Podemos dizer que as expressões K_C e K_P foram definidas pela relação:

$$K = \frac{[\text{produtos}]}{[\text{reagentes}]}$$

As ilustrações estão fora de escala. Cores fantasia.

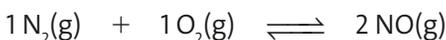
Analisando o valor numérico de K_C ou de K_P de uma reação, obtemos uma estimativa da concentração de reagentes e produtos no equilíbrio, como mostra de modo bem simples o esquema a seguir:

Os três exemplos acima caracterizam sistemas em equilíbrio dinâmico, a diferentes temperaturas, ou seja, em cada caso (à temperatura constante):

$$Td_{\text{reação direta}} = Td_{\text{reação inversa}}$$

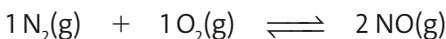
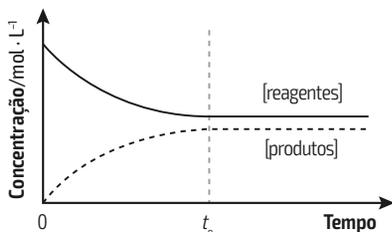
- **Valor de K_C ou de K_P menor do que 1**

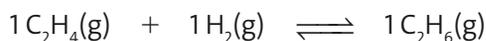
  Indica que no sistema em equilíbrio a quantidade de reagentes é alta em relação à quantidade de produtos.

  Por exemplo: reação reversível envolvendo gás nitrogênio, gás oxigênio e gás monóxido de nitrogênio, feita em recipiente fechado.

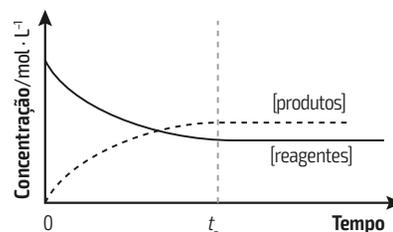
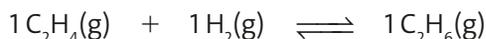
$$1\,N_2(g) + 1\,O_2(g) \rightleftharpoons 2\,NO(g)$$

$$K_C = \frac{[NO]^2}{[N_2] \cdot [O_2]} \quad \text{sendo} \quad K_C = 4{,}1 \cdot 10^{-4} \text{ a } 1\,700\ °C$$

Como o valor de K_C é baixo, concluímos que a concentração de gás monóxido de nitrogênio, [NO], é igualmente baixa.

$$1\,N_2(g) + 1\,O_2(g) \rightleftharpoons 2\,NO(g)$$

K_C e K_P menor do que 1: no equilíbrio, a concentração dos reagentes é maior do que a concentração dos produtos.

- **Valor de K_C ou de K_P maior do que 1**
  Indica que no sistema em equilíbrio, a quantidade de produtos é maior do que a quantidade de reagentes.
  Por exemplo: reação reversível envolvendo gás eteno, gás hidrogênio e gás etano, feita em recipiente fechado.

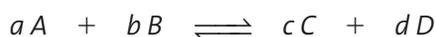
$$1\,C_2H_4(g) \quad + \quad 1\,H_2(g) \quad \rightleftharpoons \quad 1\,C_2H_6(g)$$

$$K_C = \frac{[C_2H_6]}{[C_2H_4] \cdot [H_2]} \qquad \text{sendo} \qquad K_C = 4{,}75 \cdot 10^{17} \text{ a } 25\ °C$$

Como o valor de K_C é alto, concluímos que a concentração de gás etano, $[C_2H_6]$, é igualmente alta.

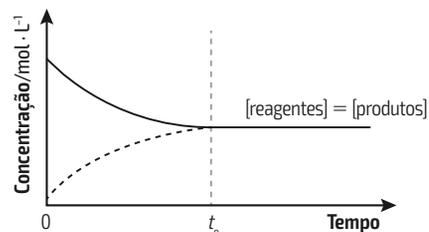
$$1\,C_2H_4(g) \quad + \quad 1\,H_2(g) \quad \rightleftharpoons \quad 1\,C_2H_6(g)$$

Banco de imagens/Arquivo da editora

> K_C e K_P maior do que 1: no equilíbrio, a concentração dos reagentes é menor do que a concentração dos produtos.

- **Valor de K_C ou de K_P igual a 1**
  Nesse caso, concluímos que a concentração em quantidade de matéria ou a pressão parcial de reagentes e produtos é a mesma na temperatura do equilíbrio.
  Considere a reação genérica, elementar e reversível, na qual todas as substâncias participantes se encontram na fase gasosa:

$$a\,A \quad + \quad b\,B \quad \rightleftharpoons \quad c\,C \quad + \quad d\,D$$

$$K_C = \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b} \text{ sendo } K_C = 1 \text{ a determinada temperatura } T.$$

Para que K_C seja igual a 1 na temperatura T, é necessário que:

$$[C]^c \cdot [D]^d = [A]^a \cdot [B]^b$$

Banco de imagens/Arquivo da editora

> K_C e K_P igual a 1: no equilíbrio, a concentração dos reagentes é igual à concentração dos produtos.

Valores de K_C ou de K_P iguais a 1 são extremamente raros na prática.

Zeljko Radojko/Shutterstock/Glow Images

Planta petroquímica para a produção de eteno (etileno).

Exercício resolvido

1 A obtenção de ferro metálico nas usinas siderúrgicas, a partir da hematita, envolve o equilíbrio abaixo:

$$1\ Fe_2O_3(s) \ + \ 3\ CO(g) \rightleftharpoons 2\ Fe(s) \ + \ 3\ CO_2(g)$$

Sabendo que o valor de $K_c = 1{,}33 \cdot 10^3$, sob determinada temperatura T, indique as substâncias predominantes no equilíbrio nessa temperatura.

Resolução

Na expressão de K_c só entram substâncias nos estados de agregação líquido e gasoso (a concentração dos sólidos é constante):

$$K_c = \frac{[CO_2]^3}{[CO]^3}$$

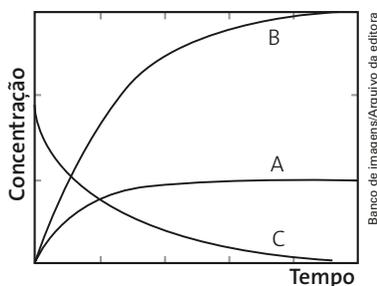
Como na temperatura T o valor de K_c é alto, a concentração de $CO_2(g)$ nessa temperatura também é alta.
Logo, no equilíbrio, as substâncias predominantes na temperatura T são: $CO_2(g)$ e $Fe(s)$.

Exercícios

1 (UFPE) No início do século XX, a expectativa da Primeira Guerra Mundial gerou uma grande necessidade de compostos nitrogenados. Haber foi o pioneiro na produção de amônia, a partir do nitrogênio do ar. Se a amônia for colocada num recipiente fechado, sua decomposição ocorrerá de acordo com a seguinte equação química não balanceada:

$$NH_3(g) \rightleftharpoons N_2(g) \ + \ H_2(g)$$

As variações das concentrações com o tempo estão ilustradas na figura a seguir.

Banco de imagens/Arquivo da editora

A partir da análise da figura, podemos afirmar que as curvas A, B e C representam a variação temporal das concentrações dos seguintes componentes da reação, respectivamente:

a) H_2, N_2 e NH_3.
b) NH_3, H_2 e N_2.
c) NH_3, N_2 e H_2.
x d) N_2, H_2 e NH_3.
e) H_2, NH_3 e N_2.

2 Num dado experimento feito em um recipiente fechado, observou-se que a concentração de um dos componentes em função do tempo foi diminuindo progressivamente até estabilizar:

O papel desse componente no sistema reacional é:

x a) reagente.
b) intermediário.
c) produto.
d) catalisador.
e) inerte.

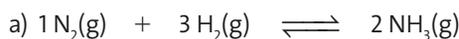
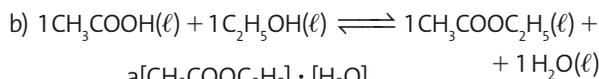
3 (Cesgranrio-RJ) Um grupo de pesquisadores químicos apresentou determinado relatório contendo resultados de estudos sobre processos alternativos para a produção de substância de vital importância para a população. Considerando as constantes de equilíbrio, usadas como critério de escolha e apresentadas a seguir para cada processo, espera-se que o responsável opte pelo processo:

	Processo	K_c
a)	I	0,01
b)	II	0,1
c)	III	1
d)	IV	10
x e)	V	100

4 (UFVJM-MG) Todas as constantes de equilíbrio descritas a seguir estão corretas em relação à respectiva reação, exceto:

a) $1\ N_2(g) \ + \ 3\ H_2(g) \rightleftharpoons 2\ NH_3(g)$

$$K_p = \frac{(pNH_3)^2}{(pN_2)^1 \cdot (pH_2)^3}$$

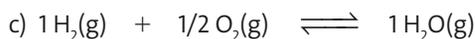
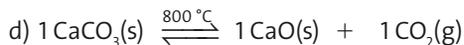
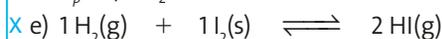
b) $1\ CH_3COOH(\ell) + 1\ C_2H_5OH(\ell) \rightleftharpoons 1\ CH_3COOC_2H_5(\ell) + 1\ H_2O(\ell)$

$$K_c = \frac{a[CH_3COOC_2H_5] \cdot [H_2O]}{[CH_3COOH] \cdot [C_2H_5OH]}$$

c) $1\ H_2(g) \ + \ 1/2\ O_2(g) \rightleftharpoons 1\ H_2O(g)$

$$K_c = \frac{[H_2O]}{[H_2] \cdot [O_2]^{1/2}}$$

d) $1\ CaCO_3(s) \overset{800\ °C}{\rightleftharpoons} 1\ CaO(s) \ + \ 1\ CO_2(g)$

$$K_p = pCO_2$$

x e) $1\ H_2(g) \ + \ 1\ I_2(s) \rightleftharpoons 2\ HI(g)$

$$K_c = \frac{[HI]^2}{[H_2] \cdot [I_2]}$$

3 Cálculos das constantes: K_C e K_P

As substâncias reagem entre si sempre em quantidades estequiométricas definidas, proporcionais aos coeficientes da equação química corretamente balanceada.

Porém, quando se trata de uma reação reversível em situação de equilíbrio, apenas uma parte da quantidade inicial de reagentes se transforma em certa quantidade de produtos.

É a partir dessa quantidade de reagentes que restou em equilíbrio e da quantidade de produtos formados que é feito o cálculo das constantes de equilíbrio K_P ou K_C na temperatura *T*.

Observe, no entanto, que a **quantidade de reagentes** e a **quantidade de produtos** que permanecem em **equilíbrio** geralmente **não se encontram em proporção estequiométrica**.

Por se tratar de cálculos essencialmente experimentais, usaremos alguns exemplos práticos para demonstrá-los.

Cálculo da constante de equilíbrio K_C

Considere que em um laboratório foi feito o seguinte experimento: colocou-se em um recipiente fechado, de capacidade igual a 5 litros, à temperatura *T*, uma quantidade de matéria igual a 2 mol de gás nitrogênio, $N_2(g)$, e 4 mol de gás hidrogênio, $H_2(g)$.

Após certo tempo, verificou-se que a reação havia entrado em equilíbrio e que havia se formado 1,5 mol de gás amônia, $NH_3(g)$. Como devemos proceder para calcular o valor da constante de equilíbrio K_C à temperatura *T*?

O primeiro passo é construir um quadro relacionando os dados fornecidos pelo problema com os coeficientes das substâncias na equação balanceada. Observe:

	$1\,N_2(g)$ +	$3\,H_2(g)$ $\rightleftharpoons$	$2\,NH_3(g)$
I. Quantidade de matéria no início	2 mol	4 mol	zero
II. Quantidade de matéria que reage e que é produzida	0,75 mol	2,25 mol	1,50 mol
III. Quantidade de matéria que permanece no equilíbrio	$2 - 0{,}75 = 1{,}25$ mol	$4 - 2{,}25 = 1{,}75$ mol	1,50 mol
IV. Concentração em quantidade de matéria no equilíbrio	$\frac{1{,}25}{5} = 0{,}25\ mol \cdot L^{-1}$	$\frac{1{,}75}{5} = 0{,}35\ mol \cdot L^{-1}$	$\frac{1{,}50}{5} = 0{,}30\ mol \cdot L^{-1}$

Analisando os dados esquematizados acima, percebemos que:

- A linha I considera a quantidade inicial de gás amônia, $NH_3(g)$, igual a zero porque no enunciado não foi mencionado que havia sido introduzida uma quantidade inicial desse gás no recipiente.
- A linha II foi obtida a partir do cálculo estequiométrico, considerando-se que as quantidades de matéria de gás nitrogênio e de gás hidrogênio que reagiram devem ser proporcionais a 1,5 mol de gás amônia que se formou, de acordo com os coeficientes da equação balanceada.

Como a reação ocorre na proporção: 1 $N_2(g)$: 3 $H_2(g)$: 2 $NH_3(g)$, e como a quantidade de matéria de amônia formada é de 1,5 mol, concluímos:

1 mol de $N_2(g)$ —————— 2 mol de $NH_3(g)$
x —————— 1,5 mol de $NH_3(g)$
x = 0,75 mol de $N_2(g)$ (quantidade de $N_2(g)$ que reagiu efetivamente).

3 mol de $H_2(g)$ —————— 2 mol de $NH_3(g)$
y —————— 1,5 mol de $NH_3(g)$
y = 2,25 mol de $H_2(g)$ (quantidade de $H_2(g)$ que reagiu efetivamente).

- Na linha III foi feito o cálculo da quantidade de matéria de cada substância que permanece em equilíbrio. Observe que 0,75 mol de $N_2(g)$ e 2,25 mol de $H_2(g)$ converteram-se totalmente em 1,5 mol de gás amônia e permanecerão assim enquanto a temperatura for mantida igual a *T*.
- Na linha IV foi feito o cálculo em termos de concentração em quantidade de matéria, dividindo-se a quantidade de matéria de cada gás pelo volume do recipiente (o gás ocupa todo o volume do recipiente que o contém).

Desse modo, a constante de equilíbrio K_C terá o seguinte valor à temperatura *T*:

$$K_C = \frac{[NH_3]^2}{[N_2] \cdot [H_2]^3} \Rightarrow K_C = \frac{(0,3)^2}{(0,25) \cdot (0,35)^3} \Rightarrow K_C \simeq 8,40$$

"A amônia, $NH_3(g)$, foi a primeira molécula descoberta no espaço interestelar (até então os cientistas só haviam constatado a existência de átomos não ligados de alguns elementos). Ela foi observada na Via Láctea e acredita-se que forme os anéis do planeta Saturno."
A amônia é encontrada em quantidade muito pequena na natureza, mas é sintetizada em larga escala pela indústria química para atender à demanda mundial de fertilizantes, entre vários outros produtos.

SAX, N. Irving; LEWIS, Richard J. *Hawley diccionario de química y productos químicos*. Barcelona: Omega, 1993. p. 69.

Acompanhe agora outro exemplo para o cálculo de K_C de uma reação em que reagentes e produtos estão presentes desde o início: em um recipiente fechado de capacidade igual a 5 litros, colocam-se 2 mol de gás hidrogênio, 3 mol de gás iodo e 4 mol de iodeto de hidrogênio. A determinada temperatura *T*, a reação entra em equilíbrio e verifica-se a presença de 1 mol de gás hidrogênio no recipiente. O primeiro passo para calcular a constante de equilíbrio K_C à temperatura *T* é montar um quadro com os dados fornecidos:

	1 $H_2(g)$ +	**1 $I_2(g)$ ⇌**	**2 HI(g)**
I. Quantidade de matéria no início	2 mol	3 mol	4 mol
II. Quantidade de matéria que reage e que é produzida	1 mol	1 mol	2 mol
III. Quantidade de matéria que permanece no equilíbrio	2 − 1 = 1 mol	3 − 1 = 2 mol	4 + 2 = 6 mol
IV. Concentração em quantidade de matéria no equilíbrio	$\frac{1}{5} = 0,2\ mol \cdot L^{-1}$	$\frac{2}{5} = 0,4\ mol \cdot L^{-1}$	$\frac{6}{5} = 1,2\ mol \cdot L^{-1}$

Assim:

- Os dados da linha II são obtidos a partir do seguinte raciocínio: se foi encontrado 1 mol de $H_2(g)$ no equilíbrio é porque dos 2 mols que havia no início apenas 1 mol reagiu. A quantidade de matéria de $I_2(g)$ que reage e a de HI(g) que é formada é calculada com base nos coeficientes da equação balanceada.
- Para obter os dados da linha III faz-se o seguinte cálculo: os reagentes $H_2(g)$ e $I_2(g)$ foram consumidos; então parte da quantidade inicial desapareceu.

A quantidade que resta em equilíbrio é a diferença entre o que havia no início e o que foi consumido. O produto HI(g) foi formado. Sendo assim, a quantidade inicial aumentou.

A quantidade que resta em equilíbrio é a soma do que havia no início com o que se formou.

Desse modo:

$$K_C = \frac{[HI]^2}{[H_2] \cdot [I_2]} \Rightarrow K_C = \frac{(1,2)^2}{(0,2) \cdot (0,4)} \Rightarrow K_C = 18$$

Logo, a constante de equilíbrio da reação de síntese do iodeto de hidrogênio à temperatura *T* é igual a 18.

Também é possível calcular as concentrações em mol/L de substâncias em equilíbrio químico a partir do valor de K_C.

Imagine que à deteminada temperatura, misturou-se em um recipiente com capacidade para 500 mL, 28 g de monóxido de carbono, CO(g), com 46 g de dióxido de nitrogênio, NO_2(g). A reação ocorre formando dióxido de carbono, CO_2(g), e monóxido de nitrogênio, NO(g). Verificou-se que, nessa temperatura, o equilíbrio é atingido quando o valor da constante K_C é igual a 4.

Dados: C = 12 g/mol, N = 14 g/mol e O = 16 g/mol.

$$CO(g) + NO_2(g) \rightleftharpoons CO_2(g) + NO(g)$$

O primeiro passo para calcular as concentrações em mol/L das substâncias no equilíbrio é montar um quadro com as informações fornecidas:

	1 CO(g)	+ 1 NO_2(g) $\rightleftharpoons$	1 CO_2(g)	+ 1 NO(g)
I. Quantidade de matéria no início	1 mol	1 mol	zero	zero
II. Quantidade de matéria que reage e que é produzida	*x* mol	*x* mol	*x* mol	*x* mol
III. Quantidade de matéria que permanece no equilíbrio	(1 − *x*) mol	(1 − *x*) mol	*x* mol	*x* mol
IV. Concentração em quantidade de matéria no equilíbrio	$\left(\frac{1-x}{V}\right)$ mol · L^{-1}	$\left(\frac{1-x}{V}\right)$ mol · L^{-1}	$\left(\frac{x}{V}\right)$ mol · L^{-1}	$\left(\frac{x}{V}\right)$ mol · L^{-1}

$$K_C = \frac{[CO_2] \cdot [NO]}{[CO] \cdot [NO_2]}$$

Substituindo os valores da linha III, temos:

$$4 = \frac{\frac{x}{V} \cdot \frac{x}{V}}{\frac{(1-x)}{V} \cdot \frac{(1-x)}{V}} \Rightarrow 3x^2 - 8x + 4 = 0$$

Para encontrar o valor de *x*, aplicamos a equação de Bhaskara:

$$x = \frac{-b \pm \sqrt{b^2 - 4 \cdot a \cdot c}}{2 \cdot a} \Rightarrow x' = 2 \text{ e } x'' \simeq 0,667$$

O resultado *x* = 2 deve ser desprezado porque no início havia apenas 1 mol de cada reagente, e essa quantidade diminui porque o reagente é consumido.

Logo, a quantidade de cada substância em mol/L no equilíbrio é:

$$CO(g) \text{ e } NO_2(g): \frac{1 - 0,667}{0,5} = 0,666 \text{ mol/L}$$

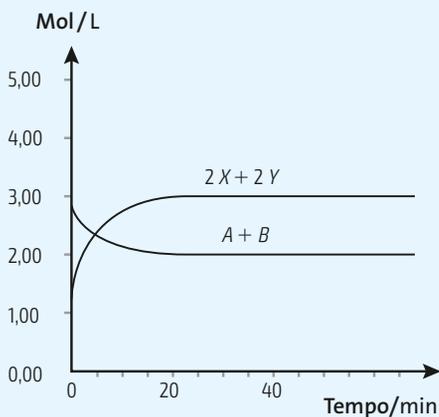
$$CO_2(g) \text{ e } NO(g): \frac{1 - 0,667}{0,5} = 1,334 \text{ mol/L}$$

O iodeto de hidrogênio, HI(g), é um gás incolor e de cheiro penetrante. Dos ácidos halogenídricos (não oxigenados, da família dos halogênios), é o mais forte. É usado como redutor, isto é, substância capaz de doar elétrons em uma reação química (conhecido como redutor de Berthelot), principalmente em sínteses orgânicas.

Exercício resolvido

2 (UFVJM-MG) Com base no gráfico a seguir, calcular o valor da constante de equilíbrio para a reação:

$$A + B \rightleftharpoons 2X + 2Y$$

e marcar a alternativa correspondente:

a) 81,0.
b) 20,3.
c) 2,25.
d) 9,00.
e) 4,00.

Resolução

Sabemos que as substâncias *A* e *B* são reagentes, pois a quantidade dessas substâncias diminui com o tempo. Concluímos, então, que *X* e *Y* são produtos.

A equação da reação é dada por:

$$A + B \rightleftharpoons 2X + 2Y$$

Quando as concentrações de reagentes e produtos não mudam mais, significa que a reação entrou em equilíbrio a determinada temperatura constante. Dada a expressão de K_c:

$$K_c = \frac{[X]^2 \cdot [Y]^2}{[A] \cdot [B]}$$

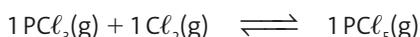
O cálculo é feito com os valores obtidos a partir do gráfico nas linhas horizontais:

$$K_c = \frac{(3)^2 \cdot (3)^2}{2 \cdot 2} \Rightarrow K_c = 20{,}25 \Rightarrow K_c \simeq 20{,}3$$

Alternativa **b**.

Exercícios

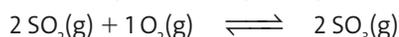
5 (UnB-DF) O pentacloreto de fósforo é um reagente muito importante em Química orgânica. Ele é preparado em fase gasosa por meio da reação:

$$1\ PC\ell_3(g) + 1\ C\ell_2(g) \rightleftharpoons 1\ PC\ell_5(g)$$

Um frasco de 3,00 L de capacidade contém em equilíbrio, a 200 °C: 0,120 mol de $PC\ell_5(g)$, 0,600 mol de $PC\ell_3(g)$ e 0,0120 mol de $C\ell_2(g)$. Qual o valor da constante de equilíbrio a essa temperatura?

6 (UFPB) Se 1 mol de $H_2(g)$ e 1 mol de $I_2(g)$, em um recipiente de 1 litro, atingirem a condição de equilíbrio a 500 °C, a concentração de HI(g) no equilíbrio é: (Dado: $K_c = 49$.)

a) 2,31.
b) 5,42.
X c) 1,56.
d) 3,29.
e) 4,32.

7 (PUC-RS) Um equilíbrio envolvido na formação da chuva ácida está representado pela equação:

$$2\ SO_2(g) + 1\ O_2(g) \rightleftharpoons 2\ SO_3(g)$$

Em um recipiente de 1 litro, foram misturados 6 mols de dióxido de enxofre e 5 mols de oxigênio. Depois de algum tempo, o sistema atingiu o equilíbrio; o número de mols de trióxido de enxofre medido foi 4. O valor aproximado da constante de equilíbrio é:

a) 0,53.
b) 0,66.
c) 0,75.
X d) 1,33.
e) 2,33.

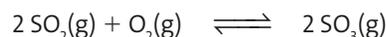
8 (Vunesp-SP) A indústria de fertilizantes químicos, para a obtenção dos compostos nitrogenados, utiliza o gás amônia, $NH_3(g)$, que pode ser sintetizado pela hidrogenação do nitrogênio, segundo a equação química:

$$N_2(g) + 3\ H_2(g) \rightleftharpoons 2\ NH_3(g) \qquad K_c = 1{,}67 \cdot 10^{-3}$$

Num procedimento de síntese, no sistema em equilíbrio, as concentrações de $N_2(g)$ e de $H_2(g)$ são, respectivamente, iguais a 2,0 $mol \cdot L^{-1}$ e 3,0 $mol \cdot L^{-1}$. Nessas condições, a concentração de $NH_3(g)$, em $mol \cdot L^{-1}$, será igual a:

X a) 0,30.
b) 0,50.
c) 0,80.
d) 1,00.
e) 1,30.

9 (Faap-SP) Atualmente, o processo industrial utilizado para a fabricação de H_2SO_4 é chamado "processo de contacto". Nesse processo, o enxofre é queimado originando $SO_2(g)$. Esse gás, juntamente com $O_2(g)$, é introduzido num conversor catalítico, quando ocorre a reação:

$$2\ SO_2(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2\ SO_3(g)$$

Supondo que o espaço livre do conversor seja de 400 litros e nele estejam confinados 80 mol de SO_2, 120 mol de O_2 e 200 mol de SO_3 sob dadas condições de pressão e temperatura, o valor de K_c, para a reação acima representada, é:

X a) 20,8.
b) $4{,}8 \cdot 10^{-2}$.
c) 8,33.
d) 0,12.
e) 0,05.

Cálculo da constante de equilíbrio K_P

Vamos ver agora um experimento envolvendo apenas substâncias no estado gasoso. Nesse caso, vale a relação:

% em pressão parcial = % em volume parcial = X

em que $\boldsymbol{X}$ é a fração em quantidade de matéria da substância no estado gasoso. Acompanhe:

Em um recipiente fechado, mantido à temperatura constante T, foram introduzidos os gases CO(g) e O_2(g), cujas pressões parciais foram determinadas, respectivamente, em 2,4 atm e 1,8 atm. A reação ocorreu formando CO_2(g), e, após certo tempo, quando o equilíbrio químico foi atingido, verificou-se que a pressão parcial do O_2(g) era de 0,75 atm.

Para determinarmos a constante de equilíbrio K_P à temperatura T, devemos construir um quadro relacionando os dados fornecidos pelo problema com os coeficientes das substâncias na equação balanceada.

Lei das pressões parciais (lei de Dalton):
"A pressão total exercida por uma mistura gasosa é igual à soma das pressões parciais dos gases que compõem a mistura."
Como essa relação é válida para qualquer gás, concluímos que a pressão parcial de cada componente de uma mistura gasosa é proporcional à quantidade de matéria desse componente na mistura. Assim, a pressão parcial expressa em porcentagem é igual à fração em quantidade de matéria em porcentagem, X%, de cada componente de uma mistura gasosa (veja detalhes na página 33).

	2 CO(g) +	**1 O_2(g)** $\rightleftharpoons$	**2 CO_2(g)**
I. Pressão parcial no início	2,4 atm	1,8 atm	zero
II. Pressão parcial da substância que reage e da que é produzida	$2 \cdot 1{,}05 = 2{,}1$ atm	$1{,}8 - 0{,}75 = 1{,}05$ atm	$2 \cdot 1{,}05 = 2{,}1$ atm
III. Pressão parcial no equilíbrio	$2{,}4 - 2{,}1 = 0{,}3$ atm	$1{,}8 - 1{,}05 = 0{,}75$ atm	2,1 atm

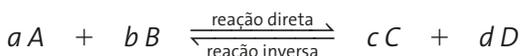
Utilizando a lei de Dalton, para um gás A: $\frac{p_A}{P_{total}} = \frac{n_A}{n_{total}}$, podemos fazer os cálculos em termos de pressão parcial da mesma forma que faríamos para o cálculo da constante K_C, em relação à quantidade de matéria das substâncias.

O valor de K_P, à temperatura T, será então:

$$K_P = \frac{(pCO_2)^2}{(pCO)^2 \cdot (pO_2)} \Rightarrow K_P = \frac{(2{,}1)^2}{(0{,}3)^2 \cdot (0{,}75)} \Rightarrow K_P \simeq 65{,}3$$

Relação entre as constantes K_C e K_P

Observe as expressões de K_C e de K_P para uma reação genérica, **elementar** e **reversível**, na qual todas as substâncias participantes se encontram no estado gasoso:

$$a\,A + b\,B \underset{\text{reação inversa}}{\overset{\text{reação direta}}{\rightleftharpoons}} c\,C + d\,D$$

$$K_C = \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b} \quad \text{e} \quad K_P = \frac{(pC)^c \cdot (pD)^d}{(pA)^a \cdot (pB)^b}$$

Da equação de Clapeyron, temos:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \quad \therefore \quad P = \frac{n}{V} \cdot R \cdot T$$

Como: $\frac{n}{V} = [\ \ ]$, então $P = [\ \ ] \cdot R \cdot T$

Assim: $p_C = [C] \cdot R \cdot T \qquad p_D = [D] \cdot R \cdot T$

$p_A = [A] \cdot R \cdot T \qquad p_B = [B] \cdot R \cdot T$

Substituindo essa igualdade na expressão de K_p:

$$K_p = \frac{([C] \cdot R \cdot T)^c \cdot ([D] \cdot R \cdot T)^d}{([A] \cdot R \cdot T)^a \cdot ([B] \cdot R \cdot T)^b} \Rightarrow K_p = \frac{[C]^c \cdot [D]^d \cdot (R \cdot T)^c \cdot (R \cdot T)^d}{[A]^a \cdot [B]^b \cdot (R \cdot T)^a \cdot (R \cdot T)^b} \Rightarrow K_p = K_C \cdot (R \cdot T)^{(c + d) - (a + b)}$$

Portanto:

$$K_p = K_C \cdot (R \cdot T)^{\Delta n} \quad \text{e} \quad K_C = K_p \cdot \left(\frac{1}{R \cdot T}\right)^{\Delta n}$$

Δn envolve apenas os coeficientes das substâncias que participam da reação no estado gasoso.

Considere o seguinte exemplo: num recipiente vazio, cuja capacidade é de 4,0 litros, são introduzidos 20,85 g de $PC\ell_5(g)$. Aquecido a 127 °C, verifica-se que, estabelecido o equilíbrio $1\ PC\ell_5(g) \rightleftharpoons 1\ PC\ell_3(g) + 1\ C\ell_2(g)$, a pressão atingida pelo sistema é igual a 1,23 atm.

Admitindo que o comportamento do sistema seja o de um gás ideal, como devemos proceder para calcular a constante K_C no equilíbrio referido?

Dados: $R = 0{,}082\ \text{atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$; massas molares (g/mol): P = 31 e $C\ell$ = 35,5; $T/\text{K} = t/°\text{C} + 273$, o primeiro passo é calcular a quantidade de matéria de $PC\ell_5(g)$, no início:

$$n_{PC\ell_5} = \frac{m}{M} \Rightarrow n_{PC\ell_5} = \frac{20{,}85}{208{,}5} \Rightarrow n_{PC\ell_5} = 0{,}1\ \text{mol}$$

Cálculo da pressão inicial fornecido pela equação de Clapeyron:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow P \cdot 4 = 0{,}1 \cdot 0{,}082 \cdot 400 \Rightarrow P = 0{,}82\ \text{atm}$$

	$1\ PC\ell_5(g)$ $\rightleftharpoons$	$1\ PC\ell_3(g)$ +	$1\ C\ell_2(g)$
I. Pressão parcial no início	0,82 atm	zero	zero
II. Pressão parcial das substâncias que reagem e da que é produzida	P atm	P atm	P atm
III. Pressão parcial no equilíbrio	$(0{,}82 - P)$ atm	P atm	P atm

Como $P_{total} = 1{,}23$ atm, temos: $(0{,}82 - P) + P + P = 1{,}23 \Rightarrow P = 1{,}23 - 0{,}82 \Rightarrow P = 0{,}41$ atm

$$K_p = \frac{p_{PC\ell_3} \cdot p_{C\ell_2}}{p_{PC\ell_5}} \Rightarrow K_p = \frac{0{,}41 \cdot 0{,}41}{0{,}41} \Rightarrow K_p = 0{,}41$$

$$K_p = K_C \cdot (R \cdot T)^{\Delta n} \quad \text{e} \quad \Delta n = 2 - 1 \Rightarrow \Delta n = 1$$

$$0{,}41 = K_C \cdot (0{,}082 \cdot 400)^1 \Rightarrow K_C = 1{,}25 \cdot 10^{-2}$$

Exercício resolvido

3 (Vunesp-SP) Bicarbonato de sódio sólido é usado como fermento químico porque se decompõe termicamente, formando gás carbônico, de acordo com a reação representada pela equação química:

$$2\ NaHCO_3(s) \rightleftharpoons 1\ Na_2CO_3(s) + 1\ CO_2(g) + 1\ H_2O(g)$$

a) Escreva a expressão matemática para a constante de equilíbrio dessa reação, expressa em termos de concentração, K_C.

b) A constante de equilíbrio, expressa em termos de pressões parciais, K_p, é igual a 0,25, à temperatura de 125 °C, quando as pressões são medidas em atmosferas. Calcule as pressões parciais de $CO_2(g)$ e $H_2O(g)$ quando o equilíbrio for estabelecido nessa temperatura.

Resolução

a) Para o equilíbrio químico:
$2\ NaHCO_3(s) \rightleftharpoons 1\ Na_2CO_3(s) + 1\ CO_2(g) + 1\ H_2O(g)$,
a constante de equilíbrio é calculada pela expressão:
$K_c = [CO_2] \cdot [H_2O]$

b) Para o equilíbrio acima, a expressão da constante de equilíbrio em termos de pressões parciais é: $K_p = pCO_2 \cdot pH_2O$.
Pela equação química, pode-se concluir que a pressão parcial do CO_2 (g) é igual à pressão parcial da $H_2O(g)$, então:
$K_p = pCO_2 \cdot pH_2O \Rightarrow 0,25 = pCO_2 \cdot pH_2O$
$0,25 = p^2 \Rightarrow p = 0,50$ atm
$pCO_2 = pH_2O = 0,50$ atm

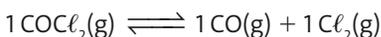
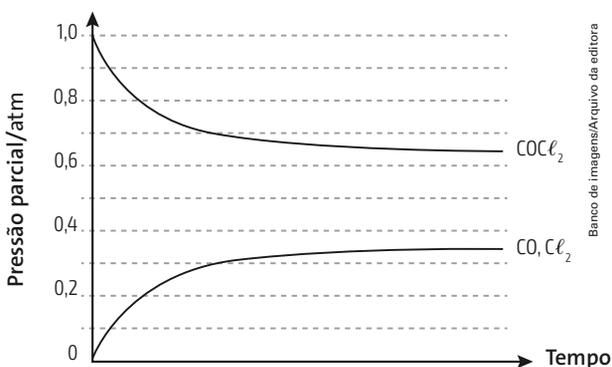
Exercícios

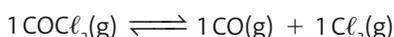
ATENÇÃO! Não escreva no seu livro!

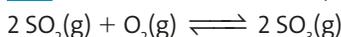
10 (Ufes) Numa dada temperatura, as pressões parciais de cada componente da reação: $N_2(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2\ NO(g)$, no equilíbrio, valem, respectivamente, 0,8 atm, 2 atm e 1 atm. Qual o valor de K_p?

a) 1,6 b) 2,65 c) 0,8 d) 0,0625 X e) 0,625

11 (Fuvest-SP) Quando o fosfogênio é aquecido, estabelece-se o seguinte equilíbrio:

$1\ COC\ell_2(g) \rightleftharpoons 1\ CO(g) + 1\ C\ell_2(g)$

O gráfico mostra as pressões parciais de $COC\ell_2(g)$, $CO(g)$ e $C\ell_2(g)$ em função do tempo à temperatura de 720 K.

a) Sem calcular a constante de equilíbrio, faça um gráfico traçando (e identificando) as curvas análogas às apresentadas, no caso em que se parte de uma mistura equimolar de CO(g) e $C\ell_2(g)$, que atinge o equilíbrio a 720 K, sabendo que a pressão total inicial é igual a 2,0 atm.

b) Escreva a equação da constante de equilíbrio:
$1\ COC\ell_2(g) \rightleftharpoons 1\ CO(g) + 1\ C\ell_2(g)$
em termos de pressões parciais. Calcule o valor dessa constante.

12 (Unimep-SP) O valor de K_p para o equilíbrio:

$2\ SO_2(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2\ SO_3(g)$

é $2,8 \cdot 10^2$ a 10^3 K. O valor de K_C nessa temperatura será aproximadamente igual a:

a) $5,6 \cdot 10^5$.
b) $2,8 \cdot 10^6$.
c) $3,6 \cdot 10^3$.
d) $8,2 \cdot 10^2$.
X e) $2,3 \cdot 10^4$.

13 (Unirio-RJ) Os óxidos de nitrogênio desempenham um papel-chave na formação de "*smog* fotoquímico". A queima de combustíveis a alta temperatura é a principal fonte de óxidos de nitrogênio. Quantidades detectáveis de óxido nítrico são produzidas pela reação em equilíbrio:

$N_2(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2\ NO(g); \Delta H = +180,8$ kJ

Supondo o sistema em equilíbrio e que numa determinada temperatura as pressões parciais dos gases em equilíbrio são iguais a: $p_{NO} = 0,1$ atm; $p_{N_2} = 0,2$ atm; $p_{O_2} = 0,01$ atm, indique o valor correto da constante de equilíbrio (K_p).

a) 0,2 X c) 5 e) 50
b) 4 d) 40

14 (UEL-PR) Para que se possa determinar a constante de um equilíbrio químico é necessário:

a) que as espécies químicas envolvidas no equilíbrio estejam em solução aquosa.
X b) que o sistema químico em que ocorre o equilíbrio esteja à temperatura constante.
c) que as concentrações das espécies químicas envolvidas no equilíbrio sejam iguais.
d) que todas as espécies químicas participantes do equilíbrio tenham a mesma pressão parcial.
e) que haja troca de matéria do sistema, no qual ocorre equilíbrio, com o ambiente.

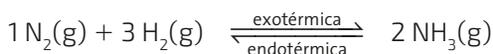
De onde vem... para onde vai?

Amônia

A amônia, $NH_3(g)$, é um dos principais compostos produzidos pela indústria química e está entre as primeiras substâncias químicas de maior produção industrial nos Estados Unidos. Ela ocorre na natureza em quantidades bem pequenas, quase que totalmente como produto da putrefação de materiais orgânicos que contêm nitrogênio, como as proteínas.

A síntese da amônia foi desenvolvida pelo químico alemão Fritz Haber (1868-1934) durante a Primeira Guerra Mundial, quando o bloqueio naval à Alemanha, imposto pelos ingleses, impediu o acesso alemão às minas de salitre do Chile (nitrato de sódio, $NaNO_3$), utilizado como fonte de nitratos para fabricação de fertilizantes e explosivos.

Em busca de uma saída, Haber desenvolveu um processo de síntese, submetendo o gás nitrogênio, obtido do ar atmosférico, e o gás hidrogênio, obtido da água, à temperatura e pressão elevadas, produzindo amônia:

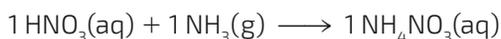
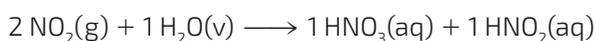
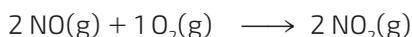
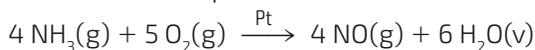
$$1\,N_2(g) + 3\,H_2(g) \underset{\text{endotérmica}}{\overset{\text{exotérmica}}{\rightleftharpoons}} 2\,NH_3(g)$$

$\Delta H = -46{,}1$ kJ/mol

A reação da amônia com oxigênio, catalisada pela platina, leva à produção de ácido nítrico, $HNO_3(aq)$. O ácido nítrico, ao ser neutralizado com amônia, produz o nitrato de amônio, que substitui perfeitamente o nitrato de sódio na fabricação de fertilizantes e explosivos.

$$4\,NH_3(g) + 5\,O_2(g) \xrightarrow{Pt} 4\,NO(g) + 6\,H_2O(v)$$

$$2\,NO(g) + 1\,O_2(g) \longrightarrow 2\,NO_2(g)$$

$$2\,NO_2(g) + 1\,H_2O(v) \longrightarrow 1\,HNO_3(aq) + 1\,HNO_2(aq)$$

$$1\,HNO_3(aq) + 1\,NH_3(g) \longrightarrow 1\,NH_4NO_3(aq)$$

Carl Bosch (1874-1940) levou esse processo à escala industrial. Essa descoberta, utilizada até hoje, permitiu à Alemanha resistir ao cerco dos aliados durante a Primeira Guerra Mundial.

A reação de obtenção da amônia é reversível, e ao atingir o equilíbrio as taxas de desenvolvimento das reações direta e inversa igualam-se, e a mesma quantidade de $NH_3(g)$ que é formada sofre decomposição para formar $H_2(g)$ e $N_2(g)$.

Para aumentar o rendimento de $NH_3(g)$, é preciso encontrar as condições de pressão e de temperatura, além do modo de produção, capazes de deslocar o equilíbrio da reação no sentido da reação direta.

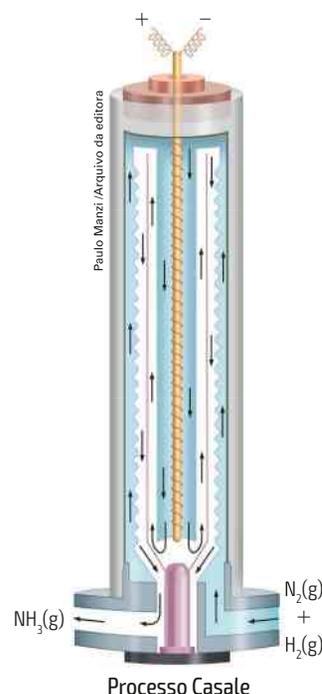
- **Efeito da pressão**

Como a reação de formação da amônia ocorre com contração de volume, ela é favorecida pelo aumento de pressão.

A pressão age para fazer com que as moléculas dos reagentes fiquem mais próximas umas das outras, limitando o campo de seu movimento e favorecendo a formação de $NH_3(g)$.

Industrialmente, são utilizadas pressões que variam entre 200 atm e 1000 atm.

- **Efeito da temperatura**

Como a reação de formação da amônia é exotérmica (libera energia), após o equilíbrio ser atingido, as altas temperaturas acabam favorecendo

Processo Casale

A ilustração está fora de escala. Cores fantasia.

As torres de síntese da amônia são colunas longas e finas de até 18 metros de altura. Conforme a pressão utilizada temos:
- Processo Fauser: de 200 atm a 350 atm.
- Processo Casale: com pressões de 600 atm.
- Processo Claude: com pressões de 1000 atm.

Qualquer que seja o processo utilizado, há três fases distintas da preparação da amônia: compressão dos gases, síntese e separação da amônia formada.

mais a decomposição da amônia do que sua formação. Por isso, a temperatura na qual a reação ocorre não pode ser muito alta.

A temperatura também não pode ser muito baixa porque dessa forma o número de colisões efetivas com energia de ativação suficiente para formar amônia seria pequeno.

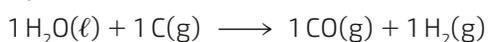
Assim, empiricamente, chegou-se à conclusão de que a temperatura ideal para a síntese da amônia oscila entre 400 °C e 500 °C e tem uma limitação: a atividade dos catalisadores, que varia com a temperatura.

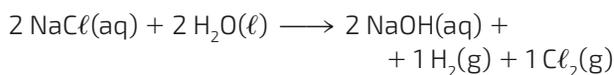
- **Reagentes e catalisadores**

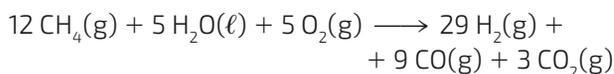
Para a produção de amônia sintética deve-se dispor de nitrogênio e hidrogênio na relação volumétrica 1 : 3.

O $N_2(g)$ empregado é o obtido diretamente por meio da destilação fracionada do ar líquido.

O $H_2(g)$ pode ser obtido a partir da água, por ação do carvão:

$$1\,H_2O(\ell) + 1\,C(g) \longrightarrow 1\,CO(g) + 1\,H_2(g)$$

Nesse caso, apresenta impurezas, que devem ser eliminadas, sob pena de prejudicarem o processo nos estágios mais avançados. Também pode ser obtido pela eletrólise do cloreto de sódio em meio aquoso:

$$2\,NaC\ell(aq) + 2\,H_2O(\ell) \longrightarrow 2\,NaOH(aq) + 1\,H_2(g) + 1\,C\ell_2(g)$$

ou ainda pelo craqueamento (quebra) do metano:

$$12\,CH_4(g) + 5\,H_2O(\ell) + 5\,O_2(g) \longrightarrow 29\,H_2(g) + 9\,CO(g) + 3\,CO_2(g)$$

Esse processo é o mais utilizado e, assim, ao lado dos equipamentos de síntese de amônia, em uma instalação industrial, encontram-se equipamentos para a produção de hidrogênio gasoso.

Para acelerar a reação, utilizam-se catalisadores, que contribuem para se obter um bom rendimento na produção de amônia na menor temperatura possível. O catalisador mais comumente empregado é o ferro metálico, com traços (quantidades mínimas) de óxidos de magnésio, zircônio, titânio e crômio.

A amônia é uma matéria-prima básica para a fabricação de fertilizantes, ureia, ácido nítrico, explosivos, plásticos, fibras e resinas, produtos farmacêuticos, loções, cosméticos, detergentes e material de limpeza de uso doméstico e também é aplicada na limpeza dentária. É utilizada ainda em sistemas de refrigeração (possui baixo ponto de ebulição, −33,5 °C, e condensação, −77 °C) e na metalurgia como agente redutor.

Trabalho em equipe

Amônia vaza em abatedouro em Umuarama (PR) e 30 são hospitalizados

"Um vazamento de gás amônia, no início da tarde desta quarta-feira, em um abatedouro de aves em Umuarama (PR), provocou a interdição do local e a internação de dezenas de funcionários com sintomas de intoxicação. [...]

Mais de 100 funcionários tiveram que deixar o local de trabalho. Trinta empregados foram levados para hospitais da cidade, com sintomas de intoxicação. Cinco deles tiveram que ser internados em UTIs de dois hospitais. No início da noite, três ainda permaneciam com risco de morte."

Disponível em: <www1.folha.uol.com.br/cotidiano/832225-amonia-vaza-em-abatedouro-em-umuarama-pr-e-30-sao-hospitalizados.shtml>. Acesso em: 5 out. 2015.

Em relação à intoxicação por amônia, pesquisem:

a) A amônia é inflamável ou explosiva? Em que condições?

b) Quais os danos causados à saúde após a inalação do gás amônia?

c) O que se deve fazer em caso de acidente envolvendo amônia?

A sala pode ser dividida em grupos. Cada grupo vai pesquisar um tópico e apresentá-lo aos demais. Após as apresentações pode-se fazer um debate entre os alunos para discutir o tema.

Sugestão de *site* para pesquisa: <www.ppci.com.br/amoniaemergencia.php>. Acesso em: 5 out. 2015.

4 Fatores que deslocam o equilíbrio de um sistema

SPL/Latinstock

Henri Louis Le Chatelier

Vimos que, quando uma reação química reversível é feita em recipiente fechado, o sistema entra em equilíbrio dinâmico quando as taxas de desenvolvimento das reações direta e inversa se igualam.

Esse equilíbrio se mantém inalterado a cada temperatura e, nesse caso, é representado por uma constante obtida experimentalmente – K_C (em mol/L) ou K_P (em atm) –, cujo valor nos dá uma estimativa da concentração de reagentes e produtos presentes no equilíbrio.

Mas, o que ocorre se o sistema em equilíbrio químico sofrer uma perturbação?

Os fatores externos capazes de perturbar o equilíbrio de um sistema são:

- alteração da concentração de reagentes e produtos;
- alteração da pressão;
- alteração da temperatura.

O engenheiro químico francês Henri Louis Le Chatelier (1850-1936), estudando o comportamento de sistemas em equilíbrio químico quando sujeitos à variação de um desses três fatores, chegou à seguinte conclusão experimental:

Chatelier foi professor de Química titular da Sorbonne (Universidade de Paris). Seu trabalho foi importante na formulação do terceiro princípio da Termodinâmica. Publicou vários trabalhos sobre os equilíbrios químicos e sobre a química aplicada à metalurgia, à metalografia (estrutura dos metais e das ligas), aos cimentos, aos vidros e aos combustíveis, sempre procurando mostrar a necessidade da união entre a Química pura e a Química aplicada na resolução de problemas industriais.

Quando um sistema em equilíbrio sofre uma perturbação, este se desloca momentaneamente no sentido que tende a anular essa perturbação:

- para voltar ao estado de equilíbrio anterior; ou
- para criar um novo estado de equilíbrio caso a perturbação sofrida seja a variação de temperatura.

A indústria química utiliza o conhecimento desse fenômeno para aprimorar a obtenção de diversos produtos de grande interesse, como amônia, ácido nítrico, ácido sulfúrico, minimizando as perdas de reagentes e maximizando os lucros.

Lembre-se de que a adição de um catalisador em um sistema em equilíbrio químico aumenta igualmente as taxas de desenvolvimento das reações direta e inversa.

O catalisador pode até fazer com que o equilíbrio seja atingido mais rapidamente, mas não favorece nenhuma das reações (direta ou inversa).

O catalisador não desloca o equilíbrio de uma reação reversível.

O quadro a seguir mostra como um sistema em equilíbrio reage a cada uma dessas perturbações.

Fatores que deslocam o equilíbrio de um sistema	
Fator	**Sentido do deslocamento do equilíbrio** **Reação:** $1\,PC\ell_3(g) + 1\,C\ell_2(g) \rightleftarrows 1\,PC\ell_5(g) + \text{calor}$
Aumento na concentração de reagentes	O aumento da concentração em mol/L de reagentes desloca o equilíbrio no sentido de formação dos produtos. A adição de $PC\ell_3(g)$ ou $C\ell_2(g)$ desloca o equilíbrio no sentido de formação de $PC\ell_5(g)$. $1\,PC\ell_3(g) + 1\,C\ell_2(g) \stackrel{\longrightarrow}{\leftarrow} 1\,PC\ell_5(g) + \text{calor}$
Diminuição na concentração de reagentes	A diminuição da concentração em mol/L de reagentes desloca o equilíbrio no sentido de formação dos reagentes. A retirada de $PC\ell_3(g)$ ou $C\ell_2(g)$ desloca o equilíbrio no sentido de formação de $PC\ell_3(g)$ e $C\ell_2(g)$. $1\,PC\ell_3(g) + 1\,C\ell_2(g) \stackrel{\rightarrow}{\longleftarrow} 1\,PC\ell_5(g) + \text{calor}$
Aumento na concentração de produtos	O aumento da concentração em mol/L de produtos desloca o equilíbrio no sentido de formação dos reagentes. A adição de $PC\ell_5(g)$ desloca o equilíbrio no sentido de formação de $PC\ell_3(g)$ e $C\ell_2(g)$. $1\,PC\ell_3(g) + 1\,C\ell_2(g) \stackrel{\rightarrow}{\longleftarrow} 1\,PC\ell_5(g) + \text{calor}$
Diminuição na concentração de produtos	A diminuição da concentração em mol/L de produtos desloca o equilíbrio no sentido de formação dos produtos. A retirada de $PC\ell_5(g)$ desloca o equilíbrio no sentido de formação de $PC\ell_5(g)$. $1\,PC\ell_3(g) + 1\,C\ell_2(g) \stackrel{\longrightarrow}{\leftarrow} 1\,PC\ell_5(g) + \text{calor}$
Aumento da pressão	O aumento da pressão em um sistema em equilíbrio – envolvendo substâncias no estado gasoso – desloca o equilíbrio no sentido de contração de volume. O aumento da pressão desloca o equilíbrio no sentido de formação de $PC\ell_5(g)$. $\underbrace{1\,PC\ell_3(g) + 1\,C\ell_2(g)}_{\text{2 volumes}} \stackrel{\longrightarrow}{\leftarrow} \underbrace{1\,PC\ell_5(g)}_{\text{1 volume}} + \text{calor}$
Diminuição da pressão	A diminuição da pressão em um sistema em equilíbrio – envolvendo substâncias no estado gasoso – desloca o equilíbrio no sentido de expansão de volume. A diminuição da pressão desloca o equilíbrio no sentido de formação de $PC\ell_3(g)$ e $C\ell_2(g)$. $\underbrace{1\,PC\ell_3(g) + 1\,C\ell_2(g)}_{\text{2 volumes}} \stackrel{\rightarrow}{\longleftarrow} \underbrace{1\,PC\ell_5(g)}_{\text{1 volume}} + \text{calor}$
Aumento da temperatura	O aumento da temperatura em um sistema em equilíbrio desloca o equilíbrio no sentido da reação endotérmica. O aumento da temperatura desloca o equilíbrio no sentido de formação de $PC\ell_3(g)$ e $C\ell_2(g)$. $1\,PC\ell_3(g) + 1\,C\ell_2(g) \stackrel{\rightarrow}{\longleftarrow} 1\,PC\ell_5(g) + \text{calor}$
Diminuição da temperatura	A diminuição da temperatura em um sistema em equilíbrio desloca o equilíbrio no sentido da reação exotérmica. A diminuição da temperatura desloca o equilíbrio no sentido de formação de $PC\ell_5(g)$. $1\,PC\ell_3(g) + 1\,C\ell_2(g) \stackrel{\longrightarrow}{\leftarrow} 1\,PC\ell_5(g) + \text{calor}$

Lembre-se sempre de que K_c **é constante** a cada valor de temperatura e não vai mudar se não houver alteração na temperatura.

Se tomarmos a expressão da constante de equilíbrio para a reação:

$$1\ PC\ell_3(g) + 1\ C\ell_2(g) \underset{Td_{inversa}}{\overset{Td_{direta}}{\rightleftharpoons}} 1\ PC\ell_5(g) \qquad \Delta H = -124\ kJ$$

$$K_c = \frac{[PC\ell_5]}{[PC\ell_3] \cdot [C\ell_2]}$$

Podemos perceber:

1) Uma alteração na concentração das substâncias ou na pressão, que leve a um aumento da concentração de produtos, provoca imediatamente uma perturbação no equilíbrio, aumentando a $Td_{inversa}$, fazendo com que ocorra um aumento da concentração de reagentes, de modo que o equilíbrio se restabeleça e a constante permaneça a mesma.

2) Uma perturbação na temperatura altera o valor da constante de modo que o sistema se ajuste a um novo estado de equilíbrio. O aumento de temperatura aumenta a taxa de desenvolvimento de qualquer reação química, mas favorece a reação endotérmica, que ocorre com absorção de energia.

Saúde e sociedade

Turismo, agricultura e a degradação dos corais

O incremento do turismo em regiões costeiras aumenta proporcionalmente o volume de esgotos gerados no local, que, em geral, são lançados no mar diretamente sem tratamento.

Os fertilizantes usados nas plantações próximas à costa, principalmente quando em excesso, são levados pelas águas da chuva e arrastados para o mar (ou para os rios que deságuam no mar). Os fosfatos são particularmente nocivos para os corais, pois impedem a formação do seu esqueleto.

Tanto os esgotos como os fertilizantes geram o mesmo problema: levam para as águas costeiras um excesso de nutrientes (principalmente nitrogênio e fósforo).

Os recifes de corais desenvolvem-se melhor em águas pobres em nutrientes, pois essas são mais límpidas e permitem a melhor penetração da luz e, além disso, essas condições não favorecem o crescimento de macroalgas, que competem com os corais pelo espaço. Recifes sujeitos a altos níveis de nutrientes se deterioram em virtude do aumento da turbidez decorrente da maior densidade de plânctons e do crescimento excessivo de certos tipos de algas (que nessas condições são competitivamente superiores aos corais), os briozoários e as cracas, que aumentam a bioerosão e acabam por afetar a reprodução dos corais.

A poluição põe em risco os recifes de corais e os diversos organismos que habitam o local, inclusive comunidades humanas que vivem da pesca e da coleta de animais nos recifes.

Há também o problema do desmatamento para a especulação imobiliária, que favorece a erosão do solo e o arraste de partículas de terra e sedimentos para o mar. Com o "escurecimento" da água do mar, as algas zooxantelas (e outras), com as quais os corais estabelecem uma relação de simbiose, não podem fazer fotossíntese. Sem os nutrientes fornecidos pelas algas, o coral não sobrevive.

No Brasil, os recifes ocorrem principalmente entre o Maranhão e São Paulo. O rio São Francisco – que deságua no oceano Atlântico entre os estados de Alagoas e Sergipe – interrompe essa barreira submarina porque, ao levar grande quantidade de sedimentos para o mar, diminui a transparência da água. O rio Amazonas, pelo mesmo motivo, também impede a formação de recifes em sua foz.

RETOMANDO A NOTÍCIA

A reportagem da página 175 afirma que os corais estão sendo ameaçados pela poluição produzida pelo ser humano e pelo aumento das temperaturas na Terra. Você sabe como a mudança de temperatura da água dos oceanos afeta a comunidade de corais?

Durante muitos séculos, acreditou-se que os corais fossem vegetais. Quem descobriu que eram animais e ovíparos – cnidários da classe Anthozoa – foi o naturalista francês Jean-André Peyssonel, que começou a estudá-los em 1723.

Os corais não têm cérebro nem coluna vertebral e se fixam a partir de um esqueleto, denominado **coralito**, constituído basicamente de carbonato de cálcio, $CaCO_3(s)$.

Individualmente, o tamanho dos corais varia de alguns milímetros até cerca de 10 centímetros (no máximo), e eles crescem muito lentamente, cerca de 3 mm a 8 mm por ano.

Os corais podem ser divididos em dois grupos: os hermatípicos (*hérma* vem do grego e significa 'barreira'), que formam recifes e só se encontram nas regiões tropicais, e os α-hermatípicos, que não formam recifes e se distribuem pelas zonas polares e temperadas.

Os corais hermatípicos são animais coletivos, ou seja, vivem em grandes colônias que crescem constantemente, pois os novos indivíduos se instalam sobre os esqueletos de outros já mortos, originando os recifes.

As colônias de coral só existem em águas cuja temperatura média se mantém entre 20 °C e 25 °C. Qualquer variação brusca de temperatura das águas dos oceanos pode abalar seriamente o delicado equilíbrio desse ecossistema, comprometendo sua continuidade. Por isso, os recifes são geralmente usados para definir os limites do ambiente marinho tropical.

O nome coral vem do latim *corallium*, que significa 'dotado de cor' e se refere principalmente aos corais hermatípicos. A cor do coral, porém, não é própria desse animal, mas sim o resultado de uma simbiose (união entre seres vivos) entre os corais e algumas espécies de algas microscópicas, denominadas **zooxantelas**.

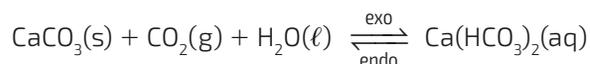
Essas algas coloridas vivem "aprisionadas" em células da epiderme do coral numa quantidade aproximada de 7 mil algas por milímetro quadrado.

Os corais protegem as zooxantelas contra os predadores e fornecem $CO_2(g)$ (eliminado pela respiração) para que elas façam fotossíntese, além de excretarem nitrogênio, fósforo e outros minerais que as algas utilizam como nutrientes. As zooxantelas, por sua vez, produzem glicose e oxigênio, fornecendo energia para o coral, além de ajudarem na formação do carbonato de cálcio do coralito.

Ocorre que, quando a temperatura da água aumenta, essa parceria é rompida. Não se sabe ao certo como acontece, o fato é que as zooxantelas vão embora, e os corais ficam brancos e, embora consigam sobreviver por algum tempo, tornam-se frágeis e podem não ter energia suficiente para a reprodução.

Por outro lado, a diminuição da temperatura das águas também é prejudicial.

Os corais fixam-se sobre uma base de carbonato de cálcio, $CaCO_3(s)$, que eles mesmos produzem, e em contato com a água e com o gás carbônico dissolvido estabelecem o seguinte equilíbrio químico:

$$CaCO_3(s) + CO_2(g) + H_2O(\ell) \underset{\text{endo}}{\overset{\text{exo}}{\rightleftharpoons}} Ca(HCO_3)_2(aq)$$

Sabemos que, quando a temperatura diminui, a solubilidade do gás carbônico aumenta.

Aumentando a quantidade de gás carbônico na reação acima, o equilíbrio desloca-se no sentido direto, de modo a consumir o $CO_2(g)$ em excesso, o que acaba provocando a dissolução do carbonato de cálcio e fragilizando a base que os corais utilizam para se fixar.

Estando frágil, a base de coralito fica mais suscetível aos movimentos das águas e dos seres que vivem ao redor, podendo se romper, o que significa a morte do coral.

Exercício resolvido

4 (UEL-PR) Considere o equilíbrio à temperatura T:

$$1\,CO(g) + 1\,H_2O(g) \rightleftharpoons 1\,CO_2(g) + 1\,H_2(g)$$

Sem alterar a temperatura, é possível aumentar a concentração de dióxido de carbono,

I. acrescentando mais monóxido de carbono à mistura em equilíbrio.
II. acrescentando um gás inerte à mistura em equilíbrio.
III. aumentando a pressão da mistura em equilíbrio.

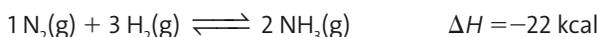
a) Somente I é certa.
b) Somente II é certa.
c) Somente III é certa.
d) Todas erradas.
e) Outra combinação.

Resolução

II. Errada. Como não há variação de volumes no equilíbrio, a adição de um gás inerte à mistura não desloca o equilíbrio.
III. Errada. O equilíbrio não sofre influência da pressão porque não há variação de volume.
Alternativa **a**.

Exercícios

15 A amônia, $NH_3(g)$, é uma importante matéria-prima para a fabricação de fertilizantes, corantes, explosivos, etc. Sua obtenção é feita geralmente pelo método de Haber-Bosch, que envolve a reação:

$$1\,N_2(g) + 3\,H_2(g) \rightleftharpoons 2\,NH_3(g) \qquad \Delta H = -22\ kcal$$

Indique para que lado esse equilíbrio se desloca quando a concentração de:

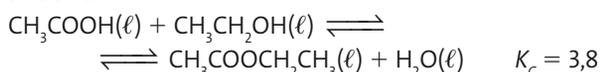
a) nitrogênio aumenta.
b) hidrogênio aumenta.
c) amônia aumenta.
d) nitrogênio diminui.
e) amônia diminui.

16 Considere o equilíbrio abaixo, que ocorre em um recipiente fechado, à temperatura constante, em que os gases tóxicos monóxido de carbono e monóxido de nitrogênio são convertidos em gases não tóxicos, dióxido de carbono e nitrogênio, e vice-versa:

$$2\,CO(g) + 2\,NO(g) \rightleftharpoons 2\,CO_2(g) + 1\,N_2(g)$$

Apenas variando a concentração das substâncias participantes, discuta o que pode ser feito para deslocar o equilíbrio da reação no sentido da formação de gases não tóxicos.

17 (UEL-PR) O odor de muitas frutas e flores deve-se à presença de ésteres voláteis. Alguns ésteres são utilizados em perfumes, doces e chicletes para substituir o aroma de algumas frutas e flores. Como exemplos, podemos citar o acetato de isopentila, que dá o odor característico de banana, e o acetato de etila, que dá o odor das rosas. Este último provém da reação entre o ácido acético e o álcool etílico, como demonstrado na reação a 100 °C.

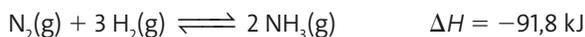
$$CH_3COOH(\ell) + CH_3CH_2OH(\ell) \rightleftharpoons CH_3COOCH_2CH_3(\ell) + H_2O(\ell) \qquad K_c = 3{,}8$$

Se as concentrações de $CH_3COOCH_2CH_3(\ell)$ e $H_2O(\ell)$ forem dobradas em seus valores no equilíbrio, na mesma temperatura, então o valor de K_c será igual a:

a) 7,6.
X b) 3,8.
c) 1,9.
d) 0,95.
e) 1,27.

18 (UEMG) As equações a seguir representam sistemas em equilíbrio. O único sistema que não se desloca por alteração de pressão é:

a) $SO_2(g) + 1/2\,O_2(g) \rightleftharpoons SO_3(g)$
X b) $CO_2(g) + H_2(g) \rightleftharpoons CO(g) + H_2O(g)$
c) $N_2(g) + 3\,H_2(g) \rightleftharpoons 2\,NH_3(g)$
d) $2\,CO_2(g) \rightleftharpoons 2\,CO(g) + O_2(g)$

19 (IfSul-RS) No antigo Egito, por aquecimento do esterco de camelo, era obtido um sal que ficou conhecido como sal amoníaco, $NH_4C\ell$, em homenagem ao deus Amon.
Na decomposição desse sal, forma-se a amônia, NH_3, que é utilizada como matéria-prima para a fabricação de, entre outras coisas, produtos de limpeza, fertilizantes, explosivos, náilon e espumas para colchões.
A síntese da amônia se dá pelo seguinte processo:

$$N_2(g) + 3\,H_2(g) \rightleftharpoons 2\,NH_3(g) \qquad \Delta H = -91{,}8\ kJ$$

Em relação ao equilíbrio acima, é correto afirmar que

a) se aumentarmos a pressão sobre o sistema, diminuiremos o rendimento da reação.
b) se adicionarmos catalisador, deslocaremos o equilíbrio, favorecendo a reação direta.
c) ao reagirmos 6 mols de gás hidrogênio, produziremos 34 g de amônia.
X d) a formação de NH_3 é favorecida pela diminuição da temperatura do sistema.

CAPÍTULO 9

Equilíbrios iônicos, pH e *Kps*

FOI NOTÍCIA!

Ilha na Itália dá pista sobre futuro ácido dos oceanos

"Adeus corais e ouriços-do-mar. Olá algas verdes e espécies invasoras. A julgar por um ecossistema marinho estudado na Itália, esse pode ser o retrato dos oceanos do planeta num futuro próximo, quando o excesso de gás carbônico tiver tornado o mar mais ácido.

A afirmação é de um grupo de oceanógrafos europeus, que descreveu as mudanças na fauna e na flora marinhas em águas cuja acidez local se assemelha à que os cientistas projetam para os mares do mundo todo no final deste século.

Eles estudaram uma comunidade na costa da ilha de Ischia, no mar Mediterrâneo. Ali, chaminés vulcânicas submarinas cospem CO_2 e outros gases o tempo todo, tornando o pH mais baixo, ou seja, deixando a água mais ácida.

O que o grupo viu foi um rearranjo do ecossistema, com a morte dos corais. O quadro é consistente com o que cientistas têm projetado nos últimos anos, desde que o problema da acidificação foi descoberto.

Despindo a carapaça

A acidificação dos oceanos é um dos efeitos mais temidos do aquecimento global. Ela não tem a ver diretamente com a elevação da temperatura, mas mesmo assim estima-se que possa causar um impacto enorme na vida marinha. Os oceanos são a principal 'esponja' do CO_2 em excesso emitido por atividades humanas, como a queima de combustíveis fósseis. Na água, o gás carbônico forma ácido carbônico. Este, por sua vez, dissolve o carbonato de cálcio, matéria-prima dos esqueletos dos corais, das conchas dos moluscos e das carapaças dos microrganismos do fitoplâncton.

Além de ameaçar a vida de milhares de espécies calcificadoras, a acidificação tem um outro aspecto negativo: as carapaças calcárias dos organismos marinhos são um mecanismo vital de 'sequestro' de carbono, já que se depositam no fundo do mar quando essas criaturas morrem, formando rocha calcária. Sem esse 'sequestro', a capacidade do mar de absorver CO_2 fica comprometida e o mundo pode ficar ainda mais quente [...]."

Disponível em: <www1.folha.uol.com.br/fsp/ciencia/fe0906200801.htm>. Acesso em: 15 out. 2015.

ullstein bild/Getty Images

Bolhas vulcânicas na praia Champagne, em Dominica, 2012.

Ethan Daniels/Shutterstock

A lagosta caribenha Spiny (*Panulirus argus*) habita águas tropicais e subtropicais do oceano Atlântico.

Você leu uma matéria afirmando que a acidificação do mar ameaça a vida das espécies calcificadoras e compromete o processo de sequestro de carbono. Você sabe como ocorre o "sequestro" de carbono do oceano?

1 Constante de ionização ou de dissociação iônica

Lembre-se de que:
- **ionização** é uma reação química em que ocorre a formação de íons que não existiam anteriormente; e
- **dissociação iônica** é a separação de íons preexistentes em determinado meio (geralmente meio aquoso).

Todo equilíbrio químico que envolve a participação de íons é denominado **equilíbrio iônico**.

A ionização de um composto covalente na água, formando um ácido, ou a dissociação de uma base em meio aquoso são exemplos de processos reversíveis que dão origem a equilíbrios iônicos.

Essa ionização ou dissociação iônica será tanto maior quanto mais forte for o ácido ou a base, respectivamente.

A força de um ácido e a de uma base dependem, respectivamente, do grau de ionização α do ácido ou do grau de dissociação α da base, calculado pela expressão:

$$\alpha = \frac{\text{quantidade de matéria ionizada ou dissociada}}{\text{quantidade de matéria inicialmente dissolvida}} \qquad \alpha \cdot 100 = \alpha\%$$

Quanto maior o valor de α, mais forte será o ácido ou a base.

Força de ácidos quanto ao valor de α:

- **Ácido forte**: $\alpha\% \geqslant 50\%$
- **Ácido semiforte**: $5\% < \alpha\% < 50\%$
- **Ácido fraco**: $\alpha\% \leqslant 5\%$

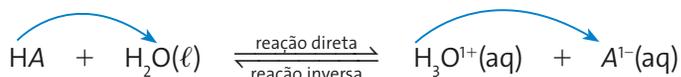
Força de bases quanto ao valor de α:

- **Bases fortes**: são as bases de metais alcalinos e de alguns metais alcalinoterrosos, como $Ca(OH)_2$, $Sr(OH)_2$ e $Ba(OH)_2$. O α de muitas dessas bases, em geral, é maior do que 50%, podendo chegar (conforme a temperatura e a diluição) a $\alpha \simeq 100\%$.
- **Bases fracas**: são as bases dos metais de transição, dos metais das famílias 13, 14 e 15 da tabela periódica e de alguns metais alcalinoterrosos, como o $Mg(OH)_2$, o NH_4OH ou NH_3(aq). O $\alpha\%$ dessas bases é, em geral, igual ou inferior a 5%.

Ionização e dissociação iônica

Considere, por exemplo, as reações genéricas a seguir, em que *A* representa um ânion qualquer e *C* representa um cátion qualquer:

- **Ionização**

$$HA + H_2O(\ell) \underset{\text{reação inversa}}{\overset{\text{reação direta}}{\rightleftharpoons}} H_3O^{1+}(aq) + A^{1-}(aq)$$

Se H*A* for um ácido forte, no equilíbrio a concentração de íons (produto) será maior do que a concentração do ácido (reagente); porém, se H*A* for um ácido fraco, a concentração de íons será menor do que a concentração do ácido.

- **Dissociação iônica**

$$COH \underset{\text{reação inversa}}{\overset{\text{reação direta}}{\rightleftharpoons}} C^{1+}(aq) + OH^{1-}(aq)$$

Se *C*OH for uma base forte, no equilíbrio a concentração de íons (produto) será maior do que a concentração de base (reagente); porém, se *C*OH for uma base fraca, a concentração de íons será menor do que a concentração de base.

Como os equilíbrios iônicos ocorrem em soluções (em geral aquosas), K_i é definida a partir da constante de equilíbrio K_C. Considere, por exemplo, a reação genérica e reversível:

$$HA + H_2O(\ell) \underset{\text{reação inversa}}{\overset{\text{reação direta}}{\rightleftharpoons}} H_3O^{1+}(aq) + A^{1-}(aq)$$

A expressão de K_C para essa reação é:

$$K_C = \frac{[H_3O^{1+}] \cdot [A^{1-}]}{[HA] \cdot [H_2O]}$$

Como a atividade (veja Capítulo 8, página 183) da água (líquido puro) é igual à unidade: $a_{\text{água}} = 1$, seu valor não interfere no valor da constante K_C.

$$K_C \cdot [H_2O] = \frac{[H_3O^{1+}] \cdot [A^{1-}]}{[HA]}$$

Se chamarmos $K_C \cdot [H_2O] = K_i$, então: $K_i = \dfrac{[H_3O^{1+}] \cdot [A^{1-}]}{[HA]}$.

A tabela abaixo fornece exemplos de α% e de K_i para soluções ácidas.

Cloreto de hidrogênio gasoso, HCℓ(g), sendo liberado em uma reação química.

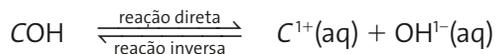
Martyn F. Chillmaid/SPL/Latinstock

Valores de α% e de K_i em função da temperatura

Ácido	Fórmula	α %	1ª K_i	t/°C	Força ácida
Clorídrico	$HC\ell(aq)$	92,5	$1{,}00 \cdot 10^{7}$	25	Forte
Sulfúrico	$H_2SO_4(aq)$	61	$4{,}00 \cdot 10^{-1}$	20	Forte
Sulfuroso	$H_2SO_3(aq)$	30	$1{,}66 \cdot 10^{-2}$	18	Semiforte
Fosfórico	$H_3PO_4(aq)$	27	$7{,}46 \cdot 10^{-3}$	20	Semiforte
Fluorídrico	$HF(aq)$	8,5	$6{,}70 \cdot 10^{-4}$	25	Semiforte
Sulfídrico	$H_2S(aq)$	0,076	$9{,}10 \cdot 10^{-8}$	20	Fraco
Bórico	$H_3BO_3(aq)$	0,075	$5{,}27 \cdot 10^{-10}$	20	Fraco
Cianídrico	$HCN(aq)$	0,008	$4{,}79 \cdot 10^{-10}$	18	Fraco

Fonte: RUSSELL, John B. *Química general*. McGraw-Hill, 1989.

Analogamente, para a dissociação de uma base:

$$COH \underset{\text{reação inversa}}{\overset{\text{reação direta}}{\rightleftharpoons}} C^{1+}(aq) + OH^{1-}(aq)$$

$$K_d = \frac{[C^{1+}] \cdot [OH^{1-}]}{[COH]}$$

Em relação aos equilíbrios iônicos, é importante observar que:

1) K_i simboliza a constante de ionização e K_d a constante de dissociação. No caso de ácidos, K_i é também simbolizado por K_a e, no caso de bases, por K_b. São diferentes notações utilizadas para designar a mesma constante.

2) Quanto maior o valor de K_a, maior a ionização do ácido e, portanto, maior a sua força e vice-versa.

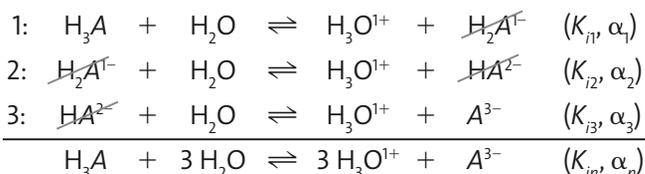
3) Quanto maior o valor de K_b, maior a dissociação da base e, portanto, maior a sua força e vice-versa.

4) Os valores de K_a e de K_b, assim como os valores de K_C, só variam com a temperatura.

Poliácidos e polibases

A ionização de um poliácido ou a dissociação de uma polibase ocorrem em várias etapas, tantas quantos forem os cátions hidrônio, H_3O^{1+}, formados pelo ácido, ou os ânions hidróxido, OH^{1-}, liberados pela base. Para cada uma dessas etapas, calculam-se os valores de K_i ou de K_d, e de α.

Considere, por exemplo, o ácido genérico, H_3A, com três hidrogênios ionizáveis. A ionização desse ácido ocorrerá segundo as etapas:

$$\begin{array}{llllllll} 1: & H_3A & + & H_2O & \rightleftharpoons & H_3O^{1+} & + & \cancel{H_2A^{1-}} & (K_{i1}, \alpha_1) \\ 2: & \cancel{H_2A^{1-}} & + & H_2O & \rightleftharpoons & H_3O^{1+} & + & \cancel{HA^{2-}} & (K_{i2}, \alpha_2) \\ 3: & \cancel{HA^{2-}} & + & H_2O & \rightleftharpoons & H_3O^{1+} & + & A^{3-} & (K_{i3}, \alpha_3) \\ \hline & H_3A & + & 3\,H_2O & \rightleftharpoons & 3\,H_3O^{1+} & + & A^{3-} & (K_{in}, \alpha_n) \end{array}$$

- Etapa 1: ionização da molécula H_3A. O primeiro hidrogênio é liberado com certa facilidade. O próton, H^{1+}, forma com a água o cátion H_3O^{1+}.
- Etapa 2: ionização do ânion H_2A^{1-}. O segundo hidrogênio é mais difícil de ser liberado, por causa da atração elétrica entre o ânion e o próton, H^{1+}.
- Etapa 3: ionização do ânion HA^{2-}. O terceiro hidrogênio é bem mais difícil de ser liberado, pois a atração elétrica entre esse ânion e o próton, H^{1+}, é bem mais intensa.

Conclusão: $K_{i1} >>> K_{i2} >>> K_{i3}$ e $\alpha_1 >>> \alpha_2 >>> \alpha_3$

Sendo:

$$K_{i1} = \frac{[H_2A^{1-}] \cdot [H_3O^{1+}]}{[H_3A]} \;;\; K_{i2} = \frac{[HA^{2-}] \cdot [H_3O^{1+}]}{[H_2A^{1-}]} \;;$$

$$K_{i3} = \frac{[A^{3-}] \cdot [H_3O^{1+}]}{[HA^{2-}]} \quad \text{e} \quad K_{in} = \frac{[A^{3-}] \cdot [H_3O^{1+}]^3}{[H_3A]}$$

prova-se que: $\boldsymbol{K_{i1} \cdot K_{i2} \cdot K_{i3} = K_{in}}$; sendo K_{in} a constante de equilíbrio associada à equação global.

Como vimos no Volume 1, define-se para ácidos e bases respectivamente o grau de ionização ou de dissociação α, calculado pela expressão:

$$\alpha = \frac{n \text{ ionizado ou dissociado}}{n \text{ inicial}}$$

em que n = quantidade de matéria do ácido ou da base.
O grau de ionização ou de dissociação é outro indicador da força de um ácido ou de uma base. Quanto maior o valor de α, mais forte será o ácido ou a base, e vice-versa.

Par conjugado ácido-base

Em 1923, trabalhando independentemente, o físico e químico dinamarquês Johannes Nicolaus Brönsted (1879-1947) e o químico inglês Thomas Martin Lowry (1874-1936) chegaram a uma definição de ácido e base que inclui e amplia a teoria de Arrhenius.

Segundo Brönsted e Lowry:

Ácido é toda espécie química, íon ou molécula, capaz de doar um próton, H^{1+};
e base é toda espécie química, íon ou molécula, capaz de receber um próton, H^{1+}.

Assim, se tomarmos, por exemplo, a reação de ionização do ácido clorídrico:

$$HC\ell(g) \;+\; H_2O(\ell) \underset{\text{reação inversa}}{\overset{\text{reação direta}}{\rightleftharpoons}} H_3O^{1+}(aq) \;+\; C\ell^{1-}(aq)$$

teremos:

HCℓ ácido — doa próton, H^{1+} e forma → $C\ell^{1-}$ base
$C\ell^{1-}$ base — recebe próton, H^{1+} e forma → HCℓ ácido

H_2O base — recebe próton, H^{1+} e forma → H_3O^{1+} ácido
H_3O^{1+} ácido — doa próton, H^{1+} e forma → H_2O base

As espécies químicas que numa reação ácido-base de Brönsted e Lowry diferem entre si por apenas 1 próton, H^{1+}, são denominadas **par conjugado**.

No exemplo da página anterior, as espécies $HC\ell$ e $C\ell^{1-}$ formam um par conjugado ácido-base. O mesmo ocorre com as espécies H_2O e H_3O^{1+}.

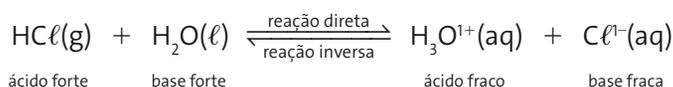
> Em um par conjugado, quanto mais forte for o ácido, mais fraca será sua base conjugada e, ao contrário, quanto mais forte for a base, mais fraco será seu ácido conjugado.

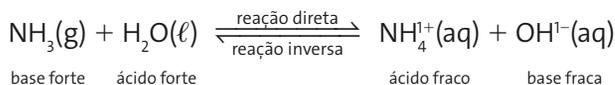
Segundo Brönsted e Lowry, um **ácido forte** é aquele que doa prótons com facilidade. Sua base conjugada é fraca, pois apresenta dificuldade em receber novamente o próton para voltar à forma de ácido.

Da mesma forma, uma **base forte** é aquela que recebe prótons com facilidade. Seu ácido conjugado é fraco, pois apresenta dificuldade em doar novamente o próton para voltar à forma de base.

Desse modo, quando o equilíbrio químico é atingido, a concentração de ácido fraco e de base fraca será sempre maior do que a concentração dos respectivos pares conjugados (ácido forte e base forte).

Logo, para a reação entre um ácido forte e uma base forte em equilíbrio, como a reação abaixo, a concentração de produtos é maior do que a concentração de reagentes.

$$\underset{\text{ácido forte}}{HC\ell(g)} + \underset{\text{base forte}}{H_2O(\ell)} \underset{\text{reação inversa}}{\overset{\text{reação direta}}{\rightleftharpoons}} \underset{\text{ácido fraco}}{H_3O^{1+}(aq)} + \underset{\text{base fraca}}{C\ell^{1-}(aq)}$$

Na teoria de Brönsted e Lowry, as substâncias são classificadas como ácidos ou como bases em determinada reação, pois em uma reação diferente podem agir de maneira oposta. Considere, por exemplo, a reação entre a água e a amônia:

$$\underset{\text{base forte}}{NH_3(g)} + \underset{\text{ácido forte}}{H_2O(\ell)} \underset{\text{reação inversa}}{\overset{\text{reação direta}}{\rightleftharpoons}} \underset{\text{ácido fraco}}{NH_4^{1+}(aq)} + \underset{\text{base fraca}}{OH^{1-}(aq)}$$

Substâncias como a água, que ora se comportam como base, ora se comportam como ácido, dependendo da substância com a qual estão interagindo, são denominadas **anfipróticas**.

Note que não há necessidade da presença de água para classificarmos um composto como ácido ou como base pela teoria de Brönsted-Lowry:

$$\underset{\text{base forte}}{NH_3(g)} + \underset{\text{ácido forte}}{HC\ell(g)} \underset{\text{reação inversa}}{\overset{\text{reação direta}}{\rightleftharpoons}} \underbrace{NH_4}_{\text{base fraca}}\underbrace{C\ell}_{\text{ácido fraco}}(s)$$

Dr. Tim Evans/SPL/Latinstock

Modelo da molécula de amônia. Alguns pesquisadores questionam a existência do hidróxido de amônio, $NH_4OH(aq)$, considerando que o que existe é uma solução de gás amônia dissolvido em água.

A força de um ácido ou de uma base está diretamente relacionada ao grau de ionização ou de dissociação α da substância, assim como aos valores de K_i e de K_d. Os valores de α e de K_i e K_d são tabelados e fornecidos sempre que necessário.

> Quanto maior o valor da constante de ionização K_i ou K_a e K_d ou K_b maior a força ácida ou básica da substância.

Exercício resolvido

1 (Fafeod-MG) Tendo em vista a tabela:

Ácidos	H_2CO_3	CH_3COOH	HCN
$\boldsymbol{K_a}$	$4{,}4 \cdot 10^{-7}$	$1{,}8 \cdot 10^{-5}$	$4{,}0 \cdot 10^{-10}$

coloque os ânions, HCO_3^{1-}, CH_3COO^{1-} e CN^{1-} em ordem crescente de força básica.

a) $CN^{1-} > CH_3COO^{1-} > HCO_3^{1-}$
b) $HCO_3^{1-} > CN^{1-} > CH_3COO^{1-}$
c) $CN^{1-} < HCO_3^{1-} < CH_3COO^{1-}$
d) $CH_3COO^{1-} > CN^{1-} > HCO_3^{1-}$
e) $CH_3COO^{1-} < HCO_3^{1-} < CN^{1-}$

Resolução

Quanto maior o valor de K_a, maior a força ácida e, portanto, menor a força básica. Como o valor de K_a para o íon CN^{1-} é o menor, esses íons apresentam a maior força básica, seguidos pelos íons HCO_3^{1-} e CH_3COO^{1-}.

Alternativa **e**.

Exercícios

1 (Fepa-SP) A expressão para a constante de equilíbrio da reação:

$$Zn(s) + Cu^{2+}(aq) \rightleftharpoons Zn^{2+}(aq) + Cu(s)$$

é dada por:

a) $\dfrac{[Zn^{2+}(aq)] \cdot [Cu(s)]}{[Zn(s)] \cdot [Cu^{2+}(aq)]}$.

b) $\dfrac{[Zn(s)]}{[Cu(s)]}$.

c) $\dfrac{[Zn^{2+}(aq)]^2}{[Cu^{2+}(aq)]^2}$.

d) $\dfrac{[Cu(s)]}{[Cu^{2+}(aq)]}$.

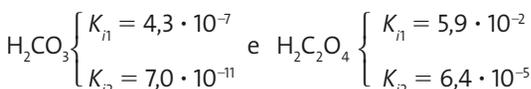
X e) $\dfrac{[Zn^{2+}(aq)]}{[Cu^{2+}(aq)]}$.

2 (PUC-MG) A tabela a seguir se refere a dados de forças relativas de ácidos em soluções aquosas, à temperatura ambiente. Das soluções aquosas da tabela, a melhor condutora de eletricidade é:

Ácidos	**Constante de ionização** (K_a)
HBr	$6{,}0 \cdot 10^{-2}$
HNO_2	$6{,}0 \cdot 10^{-4}$
CHCOOH	$6{,}0 \cdot 10^{-5}$
HBrO	$6{,}0 \cdot 10^{-9}$
HIO	$6{,}0 \cdot 10^{-11}$

a) 0,1 mol/L de HNO_2.
X b) 0,1 mol/L de HBr.
c) 0,1 mol/L de CH_3COOH.
d) 0,1 mol/L de HBrO.
e) 0,1 mol/L de HIO.

3 (Fuvest-SP) As constantes de equilíbrio de ionização dos ácidos carbônico e oxálico estão relacionadas a seguir:

$$H_2CO_3 \begin{cases} K_{i1} = 4{,}3 \cdot 10^{-7} \\ K_{i2} = 7{,}0 \cdot 10^{-11} \end{cases} \quad e \quad H_2C_2O_4 \begin{cases} K_{i1} = 5{,}9 \cdot 10^{-2} \\ K_{i2} = 6{,}4 \cdot 10^{-5} \end{cases}$$

a) Supondo uma solução equimolar (mesma quantidade de matéria) dos dois ácidos, coloque em ordem crescente de abundância os ânions HCO_3^{1-}, CO_3^{2-}, $HC_2O_4^{1-}$ e $C_2O_4^{2-}$.
b) Qual dos ácidos é o mais forte? Justifique.

4 (UFVJM-MG) Tendo em vista a tabela:

Ácidos	H_2CO_3	CH_3COOH	HCN
$\boldsymbol{K_a}$	$4{,}4 \cdot 10^{-7}$	$1{,}8 \cdot 10^{-5}$	$4{,}0 \cdot 10^{-10}$

coloque os ânions, HCO_3^{1-}, CH_3COO^{1-} e CN^{1-} em ordem crescente de força básica.

a) $CN^{1-} > CH_3COO^{1-} > HCO_3^{1-}$
b) $HCO_3^{1-} > CN^{1-} > CH_3COO^{1-}$
c) $CN^{1-} < HCO_3^{1-} < CH_3COO^{1-}$
d) $CH_3COO^{1-} > CN^{1-} > HCO_3^{1-}$
X e) $CH_3COO^{1-} < HCO_3^{1-} < CN^{1-}$

5 (UEL-PR) Observe a tabela a seguir:

Ácidos	$\boldsymbol{K_a}$ (25 °C)
I. Fluorídrico, HF	$6{,}5 \cdot 10^{-4}$
II. Benzoico, $C_6H_5—COOH$	$6{,}5 \cdot 10^{-5}$
III. Acético, $CH_3—COOH$	$1{,}8 \cdot 10^{-5}$
IV. Propiônico, $C_2H_5—COOH$	$1{,}4 \cdot 10^{-5}$
V. Cianídrico, HCN	$4{,}9 \cdot 10^{-10}$

Das soluções aquosas de concentração 0,1 mol/L desses ácidos, a que apresenta maior $[H_3O^{1+}]$ é:

X a) I.
b) II.
c) III.
d) IV.
e) V.

2 Lei da diluição de Ostwald

O químico letão Wilhelm Ostwald (1853-1932), estudando os equilíbrios iônicos, deduziu a chamada lei da diluição de Ostwald:

> A dada temperatura, à medida que a concentração em quantidade de matéria de um eletrólito (ácido, base, sal) diminui, seu grau de ionização ou de dissociação α aumenta.

$$\alpha = \frac{\text{quantidade de matéria ionizada ou dissociada } (n_d)}{\text{quantidade de matéria inicial } (n_i)}$$

Se chamarmos a quantidade de matéria ionizada ou dissociada de $\boldsymbol{n_d}$ e a quantidade de matéria inicial de $\boldsymbol{n_i}$, teremos: $\boldsymbol{n_d = \alpha \cdot n_i}$.

Considere o eletrólito genérico *CA*, dissolvido em um volume *V* de solução:

A diluição é feita pela adição do ácido à água, nunca o contrário.

Quantidades envolvidas	$1\,CA$ (s) $\rightleftharpoons$	$1\,C^{1+}$(aq) +	$1\,A^{1-}$(aq)
I. Quantidade de matéria no início	n mol	zero	zero
II. Quantidade de matéria ionizada ou dissociada e a que se formou	$\alpha \cdot n$ mol	$\alpha \cdot n$ mol	$\alpha \cdot n$ mol
III. Quantidade de matéria que permanece no equilíbrio	$n - \alpha \cdot n$ mol	$\alpha \cdot n$ mol	$\alpha \cdot n$ mol
IV. Concentração em quantidade de matéria no equilíbrio	$\frac{n - \alpha \cdot n}{V}$ mol · L^{-1}	$\frac{\alpha \cdot n}{V}$ mol · L^{-1}	$\frac{\alpha \cdot n}{V}$ mol · L^{-1}

Para o equilíbrio acima: $K_i = \frac{[C^{+1}] \cdot [A^{-1}]}{[CA]}$, então:

$$K_i = \frac{\frac{\alpha \cdot n}{V} \cdot \frac{\alpha \cdot n}{V}}{\frac{n - \alpha \cdot n}{V}} \Rightarrow K_i = \frac{\frac{\alpha^2 \cdot n^2}{V^2}}{\frac{n \cdot (1 - \alpha)}{V}} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow K_i = \frac{\alpha^2 \cdot n^2}{\cancel{V}^2} \cdot \frac{\cancel{V}}{n \cdot (1 - \alpha)} \Rightarrow K_i = \frac{\alpha^2 \cdot n}{V \cdot (1 - \alpha)}$$

Mas como: $\frac{n}{V} = \frac{\text{mol}}{\text{L}}$, então: $K_i = \frac{\alpha^2}{(1 - \alpha)} \cdot [\ \ ]$

Sendo K_i constante a dada temperatura, se a concentração em quantidade de matéria, [ ], tender a zero, o produto $\alpha^2 \cdot [\ \ ]$ vai tender a zero.

Para que K_i continue constante, a diferença $(1 - \alpha)$ também terá de tender a zero, ou seja, quando α tender a 1, que é o seu valor máximo.

Quando trabalhamos com eletrólitos fracos, ou seja, ácidos e bases fracos ou sais pouco solúveis, como o valor de α é muito pequeno, a diferença $(1 - \alpha)$ é aproximadamente 1. Assim, podemos considerar:

$$K_i = \alpha^2 \cdot [\ \ ]_{\text{(eletrólito fraco)}}$$

Cálculos da constante de ionização

Os cálculos experimentais envolvendo a constante de ionização ou dissociação seguem um raciocínio semelhante ao que foi visto para o cálculo de K_C.

A diferença é que nesse caso podemos aplicar a lei da diluição de Ostwald na resolução de problemas envolvendo eletrólitos fracos.

Por se tratar de cálculos experimentais, usaremos um exemplo prático para demonstrá-los.

Considere que um químico precise calcular a concentração de íons hidrônio, $[H_3O^{1+}]$, em uma solução de ácido cianídrico com concentração em quantidade de matéria de HCN(aq) igual a 0,1 mol/L sabendo que a solução encontra-se à temperatura constante de 25 °C e apresenta α% igual a $8{,}0 \cdot 10^{-3}$% (o ácido cianídrico é um ácido fraco).

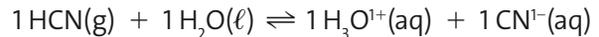
Como ele poderia proceder?

E se fosse necessário calcular também o valor da constante de ionização do HCN nessa temperatura? Como ele faria?

O primeiro passo é escrever a reação de ionização do ácido cianídrico corretamente balanceada:

$$1\,HCN(g) + 1\,H_2O(\ell) \rightleftharpoons 1\,H_3O^{1+}(aq) + 1\,CN^{1-}(aq)$$

piotrwzk/Shutterstock/Glow Images

Campo de concentração em Auschwitz, na Polônia. O gás utilizado nas câmaras de gás era o cianeto de hidrogênio, HCN, que se combina com a hemoglobina do sangue bloqueando o transporte de oxigênio pelo corpo.

Uma vez que a reação ocorre na proporção de 1 mol de cada substância participante, é possível concluir que a concentração de íons hidrônio, $[H_3O^{1+}]$, é igual à concentração de ácido cianídrico, que efetivamente sofreu ionização, $[HCN]_{ionizado}$. Como o grau de ionização α do ácido nas condições do problema é conhecido, podemos calcular $[H_3O^{1+}]$ partindo da expressão:

0,1 mol/L ———— 100% ionizado

$[HCN]_{ionizado}$ ———— $8{,}0 \cdot 10^{-3}$% ionizado

$$[HCN]_{ionizado} = \frac{8{,}0 \cdot 10^{-3} \cdot 0{,}1}{100} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow [HCN]_{ionizado} = 8{,}0 \cdot 10^{-6}\ mol/L$$

$$[HCN]_{ionizado} = [H_3O^{1+}] \Rightarrow [H_3O^{1+}] = 8{,}0 \cdot 10^{-6}\ mol/L$$

Para calcular a constante de ionização (K_i ou K_a), basta aplicar a lei da diluição de Ostwald:

$$K_i = \frac{\alpha^2 \cdot [\ \ ]}{(1-\alpha)};\ \text{portanto: } K_i = \frac{\alpha^2}{1-\alpha} \cdot [HCN]_{inicial}$$

Para eletrólitos fracos, a diferença $(1 - \alpha)$ é $\simeq 1$.

Observe: $(1 - \alpha) = (1 - 8{,}0 \cdot 10^{-5}) \Rightarrow$

$\Rightarrow (1 - \alpha) = 0{,}99992 \simeq 1$, então:

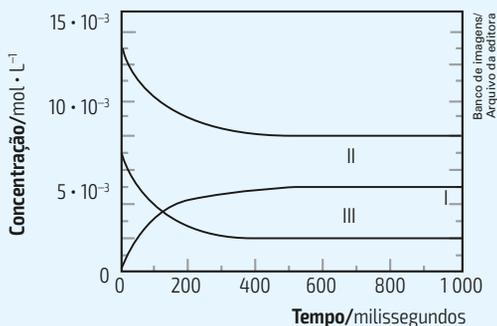
$K_i = \alpha^2 \cdot [HCN]_{inicial} \Rightarrow K_i = (8{,}0 \cdot 10^{-5})^2 \cdot 0{,}1 \Rightarrow$

$\Rightarrow K_i = 6{,}4 \cdot 10^{-10}$ mol/L

Exercício resolvido

2 (Unicamp-SP) A reação de íons de ferro III com íons tiocianato pode ser representada pela equação:

$$Fe^{3+}(aq) + SCN^{1-}(aq) \rightleftharpoons FeSCN^{2+}(aq)$$

Nesta reação a concentração dos íons varia segundo o gráfico a seguir. A curva I corresponde ao íon $Fe^{3+}(aq)$.

a) A partir de que instante podemos afirmar que o sistema entrou em equilíbrio? Explique.

b) Calcule a constante de equilíbrio para a reação de formação do $FeSCN^{2+}(aq)$.

Resolução

a) Quando um sistema químico atinge uma situação de equilíbrio, as concentrações em quantidade de matéria dos participantes tornam-se constantes. Consultando-se o gráfico fornecido, verifica-se que o equilíbrio químico é alcançado ao redor dos 400 milissegundos.

b) $Fe^{3+}(aq) + SCN^{1-}(aq) \rightleftharpoons FeSCN^{2+}(aq)$

$$K_c = \frac{[FeSCN^{2+}]}{[Fe^{3+}] \cdot [SCN^{1-}]} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow K_c = \frac{(5 \cdot 10^{-3})}{(8 \cdot 10^{-3}) \cdot (2 \cdot 10^{-3})} \Rightarrow K_c = 3{,}125 \cdot 10^2$$

Antes de atingir o equilíbrio, as concentrações dos íons $Fe^{3+}(aq)$ (curva I) e $SCN^{1-}(aq)$ (curva III) diminuem, e a concentração do íon $FeSCN^{2+}(aq)$ aumenta (curva II).

Exercícios

6 Analise o esquema abaixo:

solução inicial de HCℓO(aq) — água — solução diluída de HCℓO(aq)

Se, durante esse processo, a concentração em quantidade de matéria da solução inicial diminuiu 100 vezes, podemos afirmar que o grau de ionização da solução diluída do ácido HCℓO(aq):

a) diminuiu 10 vezes.
b) diminuiu 100 vezes.
c) aumentou 100 vezes.
X d) aumentou 10 vezes.
e) não se alterou.

7 (UFMG) O hidróxido de amônio, NH_4OH, em solução 10^{-2} mol/L, apresenta grau de dissociação 1% à temperatura ambiente. Sua constante de dissociação valerá, aproximadamente, nessa temperatura:

a) 10^{-2}.
b) 10^{6}.
c) 10^{3}.
X d) 10^{-6}.
e) 10^{-3}.

8 O ácido bórico, H_3BO_3, é um ácido fraco usado em colírios e como antisséptico. Uma solução de $H_3BO_3(aq)$ na temperatura de 20 °C apresenta grau de ionização $\alpha\% = 0{,}075\%$ e constante de ionização K_a igual a $5{,}27 \cdot 10^{-10}$ mol/L. Calcule a concentração em quantidade de matéria do ácido bórico em solução na temperatura indicada.

9 (UFPA) O grau de dissociação iônica do hidróxido de amônio, NH_4OH, em solução 2 mol/L é 0,283% na temperatura de 20 °C. A constante de ionização da base, nessa temperatura, é igual a:

X a) $1{,}6 \cdot 10^{-5}$.
b) $1{,}0 \cdot 10^{-3}$.
c) $4{,}0 \cdot 10^{-3}$.
d) $4{,}0 \cdot 10^{-2}$.
e) $1{,}6 \cdot 10^{-1}$.

10 (Fameca-SP) Qual o valor de K_a para o HCN, sabendo-se que o ácido em solução 0,10 mol/L encontra-se 0,006% ionizado?

a) $1{,}2 \cdot 10^{-4}$
b) $3{,}6 \cdot 10^{-8}$
c) $3{,}6 \cdot 10^{-5}$
X d) $3{,}6 \cdot 10^{-10}$
e) $6{,}0 \cdot 10^{-5}$

11 (FEI-SP) Uma solução 0,1 mol/L de ácido acético apresenta $\alpha = 1{,}35\%$. Determine, à mesma temperatura, o valor de α para uma solução 0,01 mol/L do mesmo ácido.

3 Deslocamento de equilíbrios iônicos

Como os equilíbrios iônicos geralmente ocorrem em solução (na maior parte das vezes em meio aquoso), eles praticamente não sofrem deslocamento com a variação de pressão.

Lembre-se de que a variação de pressão só afeta sensivelmente os equilíbrios que envolvem substâncias na fase gasosa.

Já o aumento de temperatura favorece mais a reação que ocorre com absorção de calor (endotérmica), modificando o valor de K_i.

Assim, se considerarmos a temperatura constante, o fator que pode deslocar um equilíbrio iônico é a variação nas **concentrações** dos reagentes e dos produtos.

Essa variação pode ocorrer de duas maneiras:

1) Adição de substâncias ou de íons que estão em equilíbrio

Aplicando o princípio de Le Chatelier, concluímos que o equilíbrio será deslocado no sentido em que a substância ou o íon acrescentado é consumido, de modo que anule ou minimize a perturbação sofrida.

Considere a dissolução em meio ácido dos sais cromato de potássio, $K_2CrO_4(s)$, que forma solução de cor amarela, e dicromato de potássio, $K_2Cr_2O_7(s)$, que forma solução de cor laranja, representada pela equação iônica:

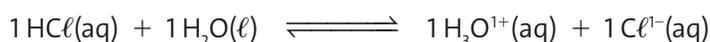
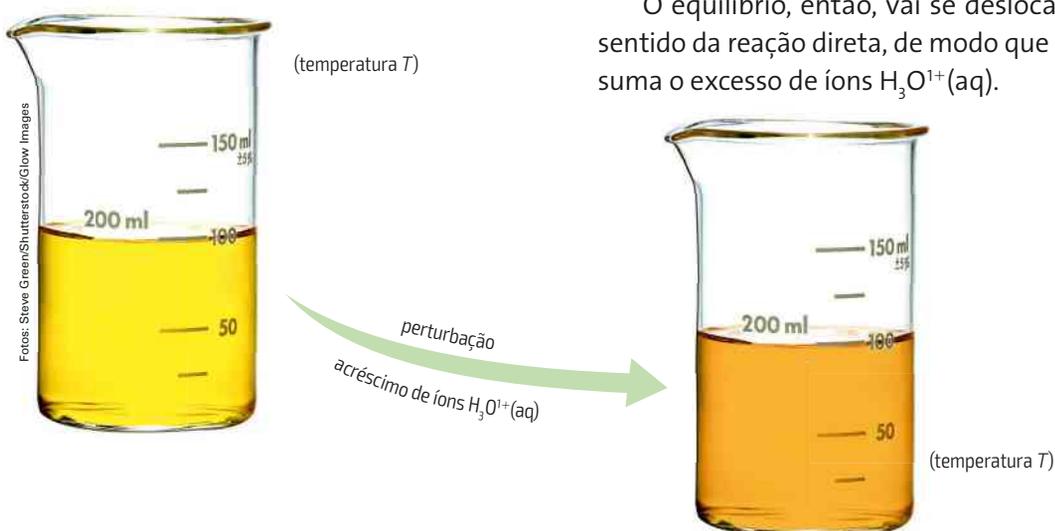
$$\underset{\text{amarelo}}{2\,CrO_4^{2-}(aq)} + 2\,H_3O^{1+}(aq) \rightleftharpoons \underset{\text{laranja}}{1\,Cr_2O_7^{2-}(aq)} + 3\,H_2O(\ell)$$

Os íons potássio, $K^{1+}(aq)$, não foram representados porque eles não interferem no equilíbrio.

E, como estamos trabalhando com o conceito de atividade (veja página 183), e a atividade da água (líquido puro) é igual à 1, seu valor não interfere no valor da constante K_C.

Assim, temos: $K_C = \dfrac{[Cr_2O_7^{2-}]}{[CrO_4^{2-}]^2 \cdot [H_3O^{1+}]^2}$

Se adicionarmos um ácido, como o clorídrico, $HC\ell(aq)$, a esse sistema, ele vai se ionizar formando íons hidrônio, $H_3O^{1+}(aq)$.

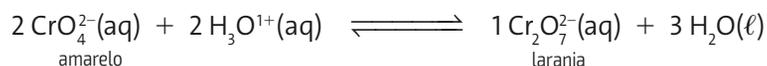
$$1\,HC\ell(aq) + 1\,H_2O(\ell) \rightleftharpoons 1\,H_3O^{1+}(aq) + 1\,C\ell^{1-}(aq)$$

O equilíbrio, então, vai se deslocar no sentido da reação direta, de modo que consuma o excesso de íons $H_3O^{1+}(aq)$.

Note que a coloração final do sistema na página 210 é diferente da coloração inicial porque, apesar de K_c permanecer constante (a temperatura manteve-se constante), a quantidade de cada íon no equilíbrio foi alterada.

Os íons cloreto, $C\ell^{1-}(aq)$, também não interferem no equilíbrio do sistema porque tanto nos reagentes como nos produtos ele aparece da mesma forma, $C\ell^{1-}(aq)$. (Lembre-se de que o ácido nos reagentes está ionizado.)

2) Adição de substâncias ou de íons que reagem consumindo as espécies químicas que estão em equilíbrio

Aplicando o princípio de Le Chatelier, concluímos que o equilíbrio será deslocado no sentido de formação da substância ou do íon consumido, de modo que anule ou minimize a perturbação sofrida.

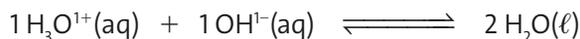
Considere ainda o equilíbrio entre os íons cromato, $CrO_4^{2-}(aq)$, e dicromato, $Cr_2O_7^{2-}(aq)$, em meio ácido.

$$\underset{\text{amarelo}}{2\,CrO_4^{2-}(aq)} + 2\,H_3O^{1+}(aq) \rightleftharpoons \underset{\text{laranja}}{1\,Cr_2O_7^{2-}(aq)} + 3\,H_2O(\ell)$$

$$\text{Sendo: } K_c = \frac{[Cr_2O_7^{2-}]}{[CrO_4^{2-}]^2 \cdot [H_3O^{1+}]^2}$$

Se adicionarmos uma base como o hidróxido de sódio, NaOH(s), a esse sistema, ela vai se dissociar formando íons hidróxido, $OH^{1-}(aq)$.

$$1\,NaOH(s) \rightleftharpoons 1\,Na^{1+}(aq) + 1\,OH^{1-}(aq)$$

Os íons hidróxido, $OH^{1-}(aq)$, vão reagir com os íons hidrônio, $H_3O^{1+}(aq)$, do equilíbrio, formando água (neutralização).

$$1\,H_3O^{1+}(aq) + 1\,OH^{1-}(aq) \rightleftharpoons 2\,H_2O(\ell)$$

Dessa forma, o equilíbrio vai se deslocar no sentido da reação inversa, de modo a formar os íons hidrônio, $H_3O^{1+}(aq)$, consumidos pela base.

Note que os íons sódio, $Na^{1+}(aq)$, da mesma forma que os íons potássio, $K^{1+}(aq)$, no exemplo anterior, não interferem no equilíbrio do sistema.

Observe que, nos dois exemplos apresentados, a temperatura foi mantida constante; por isso:

$$K_{i\ \text{inicial}} = K_{i\ \text{final}}$$

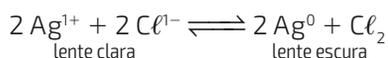
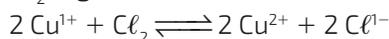
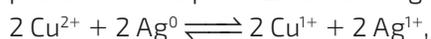
Curiosidade

Fenômenos do cotidiano que envolvem equilíbrios

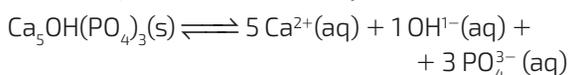
Equilíbrio químico em lentes fotossensíveis

Lentes fotossensíveis que escurecem ou clareiam conforme a luminosidade local são feitas de um vidro fotocromático que contém cristais de cloreto de prata aprisionados entre os tetraedros de sílica que constituem o vidro, além de uma pequena quantidade de íons cobre I.

Nesse tipo de lente ocorrem os seguintes equilíbrios:

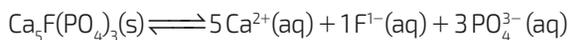
1. Quando a luz incide sobre a lente, o equilíbrio se desloca no sentido de formação de prata metálica, e a lente fica escura:
$$\underset{\text{lente clara}}{2\,Ag^{1+} + 2\,C\ell^{1-}} \rightleftharpoons \underset{\text{lente escura}}{2\,Ag^{0} + C\ell_2}$$
2. Ao mesmo tempo, os íons Cu^{1+} reagem com o $C\ell_2$ regenerando os íons $C\ell^{1-}$:
$$2\,Cu^{1+} + C\ell_2 \rightleftharpoons 2\,Cu^{2+} + 2\,C\ell^{1-}$$
3. Longe da exposição direta à luz, a lente volta a ficar clara, pois os íons Cu^{2+} reagem com a prata metálica produzindo íons Ag^{1+}:
$$2\,Cu^{2+} + 2\,Ag^{0} \rightleftharpoons 2\,Cu^{1+} + 2\,Ag^{1+},$$
que se unem aos íons cloreto formando novamente cristais de $AgC\ell$, restabelecendo o primeiro equilíbrio.

Equilíbrio químico nos dentes

O principal constituinte do esmalte dos dentes é a hidroxiapatita, $Ca_5OH(PO_4)_3(s)$. Por estar em meio aquoso (saliva), a hidroxiapatita entra em equilíbrio de dissociação de seus íons:

$$Ca_5OH(PO_4)_3(s) \rightleftharpoons 5\,Ca^{2+}(aq) + 1\,OH^{1-}(aq) + 3\,PO_4^{3-}(aq)$$

O consumo de alimentos ou bebidas ácidas (como refrigerantes) desloca o equilíbrio de dissociação da hidroxiapatita no sentido direto, fragilizando o esmalte dos dentes.

Escovar os dentes com uma pasta alcalina (de $pH > 7$) desloca o equilíbrio no sentido inverso, ajudando a torná-los mais resistentes.

Pastas que contêm íons fluoretos, F^{1-}, também podem tornar o esmalte dos dentes mais resistentes, porque os íons F^{1-} têm a propriedade de substituir os íons OH^{1-} na hidroxiapatita, formando fluorapatita, cujo equilíbrio de dissociação não se desloca no sentido direto tão facilmente na presença de ácidos.

$$Ca_5F(PO_4)_3(s) \rightleftharpoons 5\,Ca^{2+}(aq) + 1\,F^{1-}(aq) + 3\,PO_4^{3-}(aq)$$

Isso ocorre porque os ácidos que seriam formados para consumir os íons F^{1-} (aq) (ácido fluorídrico, HF) ou PO_4^{3-} (ácido fosfórico, H_3PO_4) são respectivamente forte e semiforte e tendem a permanecer ionizados.

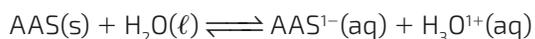
Paul Hakimata Photography/ Shutterstock/Glow Images

Cremes dentais com íons fluoreto tornam o esmalte dos dentes mais resistentes.

Equilíbrio químico na ingestão de remédios

O ácido acetilsalicílico (AAS) é um medicamento tomado por milhões de pessoas para aliviar as dores (e geralmente sem prescrição médica, o que é muito perigoso).

E por que é perigoso? Por ser um ácido, a aspirina sofre ionização em meio aquoso, estabelecendo o seguinte equilíbrio químico:

$$AAS(s) + H_2O(\ell) \rightleftharpoons AAS^{1-}(aq) + H_3O^{1+}(aq)$$

Assim, quando se toma, com um pouco de água, um medicamento que contém o AAS, a maior parte do medicamento encontra-se na forma ionizada, e na forma de ânion ela não passa através da camada protetora das paredes do estômago.

Como o estômago é um meio muito ácido, ele desloca o equilíbrio descrito no sentido inverso, reconstituindo a forma neutra da aspirina. Na forma neutra, ela pode atravessar a camada protetora das paredes do estômago, causando hemorragia em algumas pessoas, o que pode ter graves consequências à saúde.

Exercício resolvido

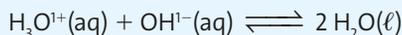
3 (Fuvest-SP) No vinagre ocorre o seguinte equilíbrio:

$$H_3C - COOH(\ell) + H_2O(\ell) \rightleftharpoons H_3C - COO^{1-}(aq) + H_3O^{1+}(aq)$$

Que efeito provoca nesse equilíbrio a adição de uma substância básica? Justifique sua resposta.

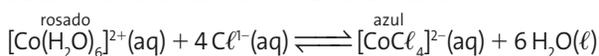
Resolução

Os íons hidróxido, $OH^{1-}(aq)$, liberados pela substância básica, irão reagir com os íons hidrônio, $H_3O^{1+}(aq)$, formando água.

$$H_3O^{1+}(aq) + OH^{1-}(aq) \rightleftharpoons 2\,H_2O(\ell)$$

O consumo de íons $H_3O^{1+}(aq)$ irá deslocar o equilíbrio no sentido direto de ionização do ácido acético.

Exercícios

12 (Fuvest-SP) Em uma solução obtida pela dissolução de cloreto de cobalto II em ácido clorídrico tem-se:

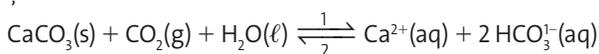
$$\underset{\text{rosado}}{[Co(H_2O)_6]^{2+}}(aq) + 4\,C\ell^{1-}(aq) \rightleftharpoons \underset{\text{azul}}{[CoC\ell_4]^{2-}}(aq) + 6\,H_2O(\ell)$$

Essa solução foi dividida em três partes, cada uma colocada em um tubo de ensaio. Cada tubo de ensaio foi submetido a uma temperatura diferente, sob pressão ambiente, como ilustrado a seguir:

Paulo Manzi/ Arquivo da editora

a) Em que sentido a reação acima representada absorve calor? Justifique.

b) Em qual desses três experimentos a constante de equilíbrio apresentada tem o menor valor? Explique.

13 (PUCC-SP) A formação de estalactites, depósitos de carbonato de cálcio existentes em cavernas próximas a regiões ricas em calcário, pode ser representada pela reação reversível

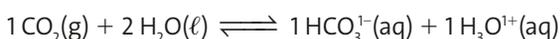
$$CaCO_3(s) + CO_2(g) + H_2O(\ell) \underset{2}{\overset{1}{\rightleftharpoons}} Ca^{2+}(aq) + 2\,HCO_3^{1-}(aq)$$

Entre as seguintes condições:

I. evaporação constante da água
II. corrente de ar frio e úmido
III. elevação da temperatura no interior da caverna
IV. abaixamento da temperatura no interior da caverna

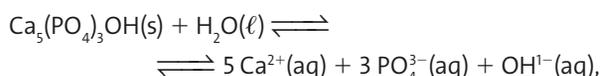
Quais favorecem a formação de estalactites?

a) I e II
X b) I e III
c) II e III
d) II e IV
e) III e IV

14 (Unicamp-SP) Refrigerantes possuem grandes quantidades de gás carbônico dissolvido. A equação abaixo representa, simplificadamente, o equilíbrio envolvendo esse gás em solução aquosa.

$$1\,CO_2(g) + 2\,H_2O(\ell) \rightleftharpoons 1\,HCO_3^{1-}(aq) + 1\,H_3O^{1+}(aq)$$

A dissolução de gases em líquidos é favorecida pelo aumento da pressão e pela diminuição da temperatura. Por outro lado, a concentração de íons hidrogênio no estômago é elevada. À luz desses fatos, explique a eructação (arroto) provocada pela ingestão do refrigerante.

15 (UEFS-BA) A metabolização do açúcar pelas bactérias leva à formação de ácidos orgânicos responsáveis pelas cáries, tais como o ácido láctico, $CH_3CH(OH)COOH$, e o ácido succínico, $HOOCCH_2CH_2COOH$, em pequenas quantidades. O esmalte dos dentes é constituído de material pouco solúvel em água, formado principalmente pela hidroxiapatita, $Ca_5(PO_4)_3OH$, cujo processo de dissolução pode ser representado por:

$$Ca_5(PO_4)_3OH(s) + H_2O(\ell) \rightleftharpoons 5\,Ca^{2+}(aq) + 3\,PO_4^{3-}(aq) + OH^{1-}(aq),$$

sendo que esse equilíbrio sofre influência direta do pH da saliva. Considerando-se essas informações e as propriedades das substâncias, é correto afirmar:

a) Bebidas com alto teor de açúcar aceleram o processo de dissolução dos dentes, por promover, de imediato, aumento na concentração dos íons $OH^{1-}(aq)$.

b) A dissolução da hidroxiapatita é uma reação de oxirredução, devido ao aumento do NOx do cálcio e à redução do NOx do oxigênio do grupo hidroxila.

X c) Aumentando-se a concentração dos ácidos orgânicos na saliva, desloca-se, posteriormente, o equilíbrio da dissolução da hidroxiapatita no sentido de formação dos íons $Ca^{2+}(aq)$, $PO_4^{3-}(aq)$ e $OH^{1-}(aq)$.

d) O ácido láctico possui dois hidrogênios facilmente ionizáveis, sendo, portanto, um ácido diprótico tão forte quanto o ácido succínico.

e) O consumo excessivo de frutas, como laranja e limão, provoca aumento do pH da saliva.

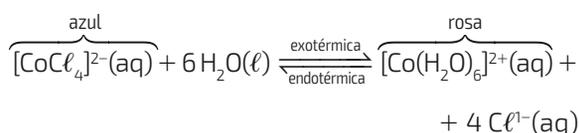
Curiosidade

Equilíbrios na previsão de tempo

O cobalto é um metal de transição do grupo 9 da tabela periódica e, como a maioria dos metais de transição, o cobalto tem a propriedade de formar espécies químicas (sais, íons) coloridos. A cor varia conforme o número de coordenação do cátion metálico (número de ânions que o cercam em um arranjo cristalino) ou o grau de hidratação do sal (número de moléculas de água que o cercam em um arranjo cristalino).

- No íon $[CoC\ell_4]^{2-}(aq)$, o número de coordenação do cátion cobalto II é 4.
- No íon $[Co(H_2O)_6]^{2+}(aq)$, o número de coordenação do cátion cobalto II é 6.

Assim, por exemplo, dissolvendo-se o cloreto de cobalto II anidro, $CoC\ell_2$, em solução alcoólica, verifica-se o estabelecimento do seguinte equilíbrio químico:

$$\overbrace{[CoC\ell_4]^{2-}(aq)}^{\text{azul}} + 6\,H_2O(\ell) \underset{\text{endotérmica}}{\overset{\text{exotérmica}}{\rightleftharpoons}} \overbrace{[Co(H_2O)_6]^{2+}(aq)}^{\text{rosa}} + 4\,C\ell^{1-}(aq)$$

A mudança de cor está relacionada ao número de coordenação do íon cobalto II que muda de 4 (no íon tetraclorocobalto II, azul, cuja estrutura é tetraédrica) para 6 (no íon hexa-aquocobalto II, rosa, cuja estrutura é octaédrica).

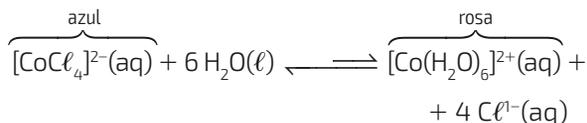
No que diz respeito à "previsão do tempo", o equilíbrio anterior pode ser "perturbado" por uma variação de umidade relativa do ar ou de temperatura e vai responder de acordo com o princípio de Le Chatelier.

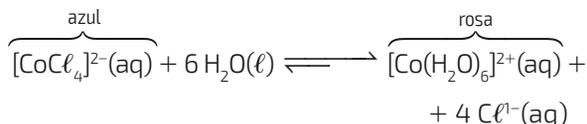
Fotos: Alexandre Tokitaka/Pulsar Imagens

A cor azul do galinho do tempo indica tempo bom (calor, sem previsão de chuva). A cor rosa indica tempo ruim (frio, com possibilidade de chuva).

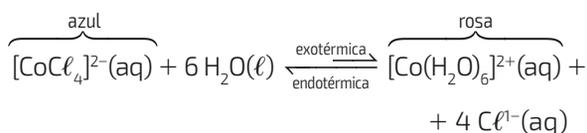
- **Em relação à umidade relativa do ar**

Quando a umidade relativa do ar está baixa, ou seja, em tempo seco, a concentração de água na atmosfera é baixa. Nesse caso, o equilíbrio desloca-se no sentido da reação inversa, de formação do $[CoC\ell_4]^{2-}(aq)$, aparecendo a cor azul.

$$\overbrace{[CoC\ell_4]^{2-}(aq)}^{\text{azul}} + 6\,H_2O(\ell) \rightleftharpoons \overbrace{[Co(H_2O)_6]^{2+}(aq)}^{\text{rosa}} + 4\,C\ell^{1-}(aq)$$

Quando a umidade relativa do ar está alta, ou seja, em tempo úmido, a concentração de água na atmosfera é alta. Nesse caso, o equilíbrio desloca-se no sentido da reação direta, de formação do $[Co(H_2O)_6]^{2+}(aq)$, aparecendo a cor rosa.

$$\overbrace{[CoC\ell_4]^{2-}(aq)}^{\text{azul}} + 6\,H_2O(\ell) \rightleftharpoons \overbrace{[Co(H_2O)_6]^{2+}(aq)}^{\text{rosa}} + 4\,C\ell^{1-}(aq)$$

- **Em relação à temperatura**

Quando a temperatura aumenta, o equilíbrio desloca-se no sentido da reação endotérmica (que ocorre com absorção de calor), ou seja, no sentido da reação inversa, de formação do $[CoC\ell_4]^{2-}(aq)$, aparecendo a cor azul.

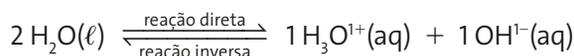
$$\overbrace{[CoC\ell_4]^{2-}(aq)}^{\text{azul}} + 6\,H_2O(\ell) \underset{\text{endotérmica}}{\overset{\text{exotérmica}}{\rightleftharpoons}} \overbrace{[Co(H_2O)_6]^{2+}(aq)}^{\text{rosa}} + 4\,C\ell^{1-}(aq)$$

Quando a temperatura diminui, o equilíbrio desloca-se no sentido da reação exotérmica (que ocorre com liberação de calor), ou seja, no sentido da reação direta, de formação do $[Co(H_2O)_6]^{2+}(aq)$, aparecendo a cor rosa.

$$\overbrace{[CoC\ell_4]^{2-}(aq)}^{\text{azul}} + 6\,H_2O(\ell) \underset{\text{endotérmica}}{\overset{\text{exotérmica}}{\rightleftharpoons}} \overbrace{[Co(H_2O)_6]^{2+}(aq)}^{\text{rosa}} + 4\,C\ell^{1-}(aq)$$

4 pH e pOH

Sabe-se que a água sofre autoionização em escala muito pequena, ou seja, a água é um eletrólito fraco que apresenta valores baixos de α e de K_C, o que explica a baixa condutibilidade elétrica da água pura.

A equação que representa a autoionização da água é a seguinte:

$$2\,H_2O(\ell) \underset{\text{reação inversa}}{\overset{\text{reação direta}}{\rightleftharpoons}} 1\,H_3O^{1+}(aq) + 1\,OH^{1-}(aq)$$

Expressando K_C para essa reação, temos:

$$K_C = \frac{[H_3O^{1+}] \cdot [OH^{1-}]}{[H_2O]^2}$$

Como estamos trabalhando com o conceito de atividade (veja página 183), e a atividade da água (líquido puro) é igual à unidade $a_{\text{água}} = 1$, seu valor não interfere no valor da constante K_C.

Assim, temos:

$$K_C \cdot [H_2O]^2 = [H_3O^{1+}] \cdot [OH^{1-}] \Rightarrow K_C \cdot 1^2 = [H_3O^{1+}] \cdot [OH^{1-}]$$

O produto $[H_3O^{1+}] \cdot [OH^{1-}]$ é denominado produto iônico da água e é simbolizado por K_W (em que W se refere a *water*, água em inglês).

$$K_W = [H_3O^{1+}] \cdot [OH^{1-}]$$

Assim como K_C e K_i, o produto iônico da água, K_W, varia apenas com a temperatura, conforme mostra a tabela ao lado.

Em função dos valores extremamente baixos de K_W e, portanto, da baixa concentração de íons hidrônio, $H_3O^{1+}(aq)$, e de íons hidróxido, $OH^{1-}(aq)$, na água, percebeu-se que seria melhor expressar a concentração desses íons sempre pelo seu respectivo cologaritmo decimal na base dez.

O cologaritmo de um número é igual ao seu logaritmo com sinal trocado ou, ainda, o inverso de seu logaritmo.

Seja, por exemplo, um número x:

$$\text{colog}\,x = -\log x = \frac{1}{\log x}$$

O bioquímico dinamarquês Peter Lauritz Sorensen (1868-1939) propôs em 1909 que essa relação, referente ao número x, passasse a ser designada apenas por px (em que p = operador potência).

Assim:

$$px = \text{colog}\,x = -\log x = \frac{1}{\log x}$$

Aplicando a notação de Sorensen para expressar a concentração em quantidade de matéria de íons $H_3O^{1+}(aq)$ em uma solução, estamos definindo o potencial hidrogeniônico, pH, dessa solução, em que:

$$pH = -\log\,[H_3O^{1+}]\text{, portanto, } [H_3O^{1+}] = 10^{-pH}$$

Como vimos no Volume 1:
- **eletrólitos** são substâncias que, ao se dissolverem na água, formam uma solução que conduz corrente elétrica (como o NaCℓ);
- **não eletrólitos** são substâncias que formam com a água uma solução que não conduz corrente elétrica (como o açúcar).

Produto iônico da água

t/°C	K_W/ (mol/L)^2
0	$0{,}11 \cdot 10^{-14}$
10	$0{,}29 \cdot 10^{-14}$
20	$0{,}69 \cdot 10^{-14}$
25	$\mathbf{1{,}01 \cdot 10^{-14}}$
30	$1{,}48 \cdot 10^{-14}$
40	$3{,}02 \cdot 10^{-14}$
60	$9{,}33 \cdot 10^{-14}$
80	$23{,}40 \cdot 10^{-14}$

Fonte: PERRY, Robert H.; GREEN, Don W. *Perry's Chemical Engineer's Handbook*. 6. ed. Kansas: McGraw-Hill, 1984. (Chemical Engineering Series).

Lembre-se de que, por definição, o logaritmo de um número real e positivo α, na base 10, é o expoente x ao qual se deve elevar o 10 para se obter α.
- forma logarítmica: $\log_{10} \alpha = x$
- forma exponencial: $10^x = \alpha$

Aplicando a notação de Sorensen para expressar a concentração em quantidade de matéria de íons OH^{1-}(aq) em uma solução, estamos definindo o potencial hidroxiliônico, pOH, dessa solução, em que:

$$pOH = -\log [OH^{1-}] \text{, portanto, } [OH^{1-}] = 10^{-pOH}$$

Katrina Leigh/Shutterstock/Glow Images

A água destilada a 25 °C é neutra e possui pH igual a 7.

Solução neutra

Uma solução é considerada neutra se a concentração em quantidade de matéria de íons hidrônio, H_3O^{1+}(aq), é igual à concentração em quantidade de matéria de íons hidróxido, OH^{1-}(aq).

$$\text{Solução neutra: } [H_3O^{1+}] = [OH^{1-}]$$

A água quimicamente pura (água destilada) é considerada neutra, qualquer que seja a temperatura. É considerada, portanto, como padrão de neutralidade.

À temperatura ambiente, 25 °C, temos:

$$K_W = [H_3O^{1+}] \cdot [OH^{1-}] = 1{,}0 \cdot 10^{-14}\ (mol/L)^2$$

Uma vez que $[H_3O^{1+}] = [OH^{1-}]$, então, a 25 °C, temos:

$$[H_3O^{1+}] = [OH^{1-}] = 1{,}0 \cdot 10^{-7}\ mol/L$$

Calculando o pH e o pOH, nessas condições:

$pH = -\log [H_3O^{1+}]$	$pOH = -\log [OH^{1-}]$
$pH = -\log 1{,}0 \cdot 10^{-7}$	$pOH = -\log 1{,}0 \cdot 10^{-7}$
$pH = 7$	$pOH = 7$

$$\text{Solução neutra: } pH = pOH$$

A temperatura provoca o aumento do produto iônico da água.

- Na temperatura de 25 °C: $K_W = [H_3O^{1+}] \cdot [OH^{1-}] = 1{,}0 \cdot 10^{-14}\ (mol/L)^2$
- Na temperatura para 45 °C: $K_W = [H_3O^{1+}] \cdot [OH^{1-}] = 4{,}0 \cdot 10^{-14}\ (mol/L)^2$

Assim, a 45 °C, por exemplo, teremos:

- meio neutro: $[H_3O^{1+}] = [OH^{1-}]$; logo, $pH = pOH = 6{,}7$
- meio ácido: $[H_3O^{1+}] > [OH^{1-}]$; logo, $pH < 6{,}7$ e $pOH > 6{,}7$
- meio básico: $[H_3O^{1+}] < [OH^{1-}]$; logo, $pH > 6{,}7$ e $pOH < 6{,}7$

Na temperatura de 25 °C: pH = pOH = 7.

Note que, em outra temperatura, os valores de pH e de pOH para uma solução neutra serão outros.

Solução ácida

Uma solução é considerada ácida se a concentração de íons hidrônio, H_3O^{1+}(aq), é maior que a concentração de íons hidróxido, OH^{1-}(aq).

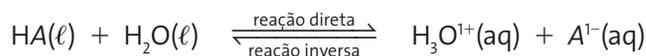
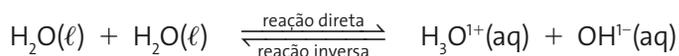
$$\text{Solução ácida: } [H_3O^{1+}] > [OH^{1-}]$$

Soluções ácidas podem ser obtidas pela adição de um ácido à água. Vejamos como isso ocorre em relação ao equilíbrio químico da autoionização da água.

- Ionização de um ácido:

$$HA(\ell) + H_2O(\ell) \underset{\text{reação inversa}}{\overset{\text{reação direta}}{\rightleftharpoons}} H_3O^{1+}(aq) + A^{1-}(aq)$$

- Autoionização da água:

$$H_2O(\ell) + H_2O(\ell) \underset{\text{reação inversa}}{\overset{\text{reação direta}}{\rightleftharpoons}} H_3O^{1+}(aq) + OH^{1-}(aq)$$

A adição de um ácido à água aumenta a concentração de íons $H_3O^{1+}(aq)$.

Isso faz com que o equilíbrio da autoionização da água se desloque no sentido inverso, diminuindo a concentração de íons $OH^{1-}(aq)$.

Para soluções ácidas, a 25 °C, temos: $K_W > 1,0 \cdot 10^{-14}$ $(mol/L)^2$

- $[H_3O^{1+}] > 1,0 \cdot 10^{-7}$ mol/L $\therefore$ pH < 7 — Exemplo:
  - $1,0 \cdot 10^{-6}$ mol/L $\therefore$ pH $= 6$ (café com leite)
  - $1,0 \cdot 10^{-5}$ mol/L $\therefore$ pH $= 5$ (café preto)
  - $1,0 \cdot 10^{-4}$ mol/L $\therefore$ pH $= 4$ (tomate, banana)
  - $1,0 \cdot 10^{-3}$ mol/L $\therefore$ pH $= 3$ (refrigerante, maçã)
- $[OH^{1-}] < 1,0 \cdot 10^{-7}$ mol/L $\therefore$ pOH > 7
  - $1,0 \cdot 10^{-8}$ mol/L $\therefore$ pOH $= 8$ (café com leite)
  - $1,0 \cdot 10^{-9}$ mol/L $\therefore$ pOH $= 9$ (café preto)
  - $1,0 \cdot 10^{-10}$ mol/L $\therefore$ pOH $= 10$ (tomate, banana)
  - $1,0 \cdot 10^{-11}$ mol/L $\therefore$ pOH $= 11$ (refrigerante, maçã)

Como o pH é o inverso do logaritmo da $[H_3O^{1+}]$ na base 10, então:

> Quanto maior for a $[H_3O^{1+}]$, menor será o pH da solução e maior será seu pOH, pois o produto iônico $[H_3O^{1+}] \cdot [OH^{1-}]$ é sempre constante e igual a 10^{-14} $(mol/L)^2$ a 25 °C.

Fotos: Shutterstock/Glow Images

Exemplos de soluções ácidas, com pH < 7: limão, leite, refrigerante à base de cola, tomate, café.

Numa solução ácida, pH $<$ pOH.

A 25 °C: pH < 7 e pOH > 7.

A medida de pH de uma solução pode ser feita por meio de um aparelho denominado ph-metro.

Yenyu Shih/Shutterstock/Glow Images

Ph-metro utilizado em bancada de laboratório.

Carsten Peter/National Geographic Society/Corbis/Latinstock

Ph-metro utilizado para medir o pH de emissões de um vulcão. Se a medida indicar que a amostra é ácida, provavelmente é em razão da elevada presença de H_2S.

Solução básica

Uma solução é considerada básica se a concentração de íons hidrônio, $H_3O^{1+}(aq)$, é menor que a concentração de íons hidróxido, $OH^{1-}(aq)$.

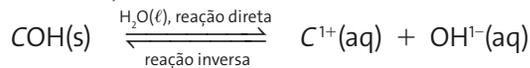
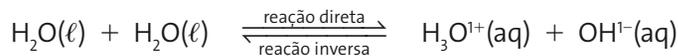
Solução básica: $[H_3O^{1+}] < [OH^{1-}]$

Soluções básicas podem ser obtidas pela adição de uma base à água. Vejamos como isso ocorre em relação ao equilíbrio químico da autoionização da água.

- Dissociação de uma base:

$$COH(s) \underset{\text{reação inversa}}{\overset{H_2O(\ell),\ \text{reação direta}}{\rightleftharpoons}} C^{1+}(aq) + OH^{1-}(aq)$$

- Autoionização da água:

$$H_2O(\ell) + H_2O(\ell) \underset{\text{reação inversa}}{\overset{\text{reação direta}}{\rightleftharpoons}} H_3O^{1+}(aq) + OH^{1-}(aq)$$

A adição de uma base à água aumenta a concentração de íons $OH^{1-}(aq)$, o que faz com que o equilíbrio da autoionização da água se desloque no sentido inverso, diminuindo a concentração de íons $H_3O^{1+}(aq)$.

Para soluções básicas, a 25 °C, temos: $K_w < 1{,}0 \cdot 10^{-14}$ (mol/L)^2

- $[H_3O^{1+}] <$ $1{,}0 \cdot 10^{-7}$ mol/L ∴ pH > 7 — Exemplo:
  - $1{,}0 \cdot 10^{-8}$ mol/L ∴ pH = 8 (saliva, ovos, esperma)
  - $1{,}0 \cdot 10^{-9}$ mol/L ∴ pH = 9 (tintura de cabelo)
  - $1{,}0 \cdot 10^{-10}$ mol/L ∴ pH = 10 (água de cal)
  - $1{,}0 \cdot 10^{-11}$ mol/L ∴ pH = 11 (solução de amoníaco)
- $[OH^{1-}] >$ $1{,}0 \cdot 10^{-7}$ mol/L ∴ pOH < 7
  - $1{,}0 \cdot 10^{-6}$ mol/L ∴ pOH = 6 (saliva, ovos, esperma)
  - $1{,}0 \cdot 10^{-5}$ mol/L ∴ pOH = 5 (tintura de cabelo)
  - $1{,}0 \cdot 10^{-4}$ mol/L ∴ pOH = 4 (água de cal)
  - $1{,}0 \cdot 10^{-3}$ mol/L ∴ pOH = 3 (solução de amoníaco)

Alamy/Other Images/ Shutterstock/Glow Images

Exemplos de materiais básicos ou alcalinos, com pH > 7: ovos, desinfetante à base de hidróxido de amônio, tintura para cabelo, sabão em barra.

Como o pH é o inverso do logaritmo da $[H_3O^{1+}]$ na base 10, então:

Quanto menor for a $[H_3O^{1+}]$, maior será o pH da solução e menor será seu pOH, pois o produto iônico $[H_3O^{1+}] \cdot [OH^{1-}]$ é sempre constante e igual a 10^{-14} (mol/L)^2 a 25 °C.

Reprodução de parte da embalagem de papel indicador universal de pH. As cores da escala indicam pH de 0 a 7 (A) e de 7 a 14 (B).

Numa solução básica, pH > pOH.
A 25 °C: pH > 7 e pOH < 7.

Não se esqueça de que para qualquer solução, a 25 °C, vale a relação:

$$pH + pOH = 14$$

Observe: $[H_3O^{1+}] \cdot [OH^{1-}] = 1{,}0 \cdot 10^{-14}$

Aplicando o fator (–log) nos dois lados da equação:

$$-\log ([H_3O^{1+}] \cdot [OH^{1-}]) = -\log 1{,}0 \cdot 10^{-14}$$

$$-\log [H_3O^{1+}] - \log [OH^{1-}] = 14$$

$$pH + pOH = 14$$

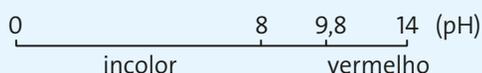
Exercício resolvido

4 (UFG-GO) A tabela a seguir relaciona diversos materiais com seus respectivos pH aproximados:

Material	pH
Leite de vaca	6,5
Sangue humano	7,3
Suco de laranja	4,0
Leite de magnésia	10,5
Vinagre	3,0

Intervalo de viragem da fenolftaleína:

0 — 8 — 9,8 — 14 (pH)

incolor (0 a 8) — vermelho (9,8 a 14)

Considerando-se as informações, responda:

a) Qual a concentração em mol/L de hidroxilas no vinagre?

b) Qual a concentração (em mol/L) hidrogeniônica no suco de laranja?

c) Qual o material mais básico? Justifique.

d) Utilizando-se apenas a fenolftaleína como indicador, pode-se afirmar que o suco de laranja é ácido? Justifique.

Resolução

a) pH = 3,0 e pH + pOH = 14 $\therefore$ pOH = 11

pOH = $-\log [OH^{1-}]$

11 = $-\log [OH^{1-}] \Rightarrow [OH^{1-}] = 1 \cdot 10^{-11}$ mol/L

b) pH = 4,00 $\Rightarrow$ pH = $-\log [H_3O^{1+}]$

4,0 = $-\log [H_3O^{1+}] \Rightarrow [H_3O^{1+}] = 1 \cdot 10^{-4}$ mol/L

c) O leite de magnésia, porque possui a maior concentração em mol/L de hidroxilas.

pH = 10,5 e pH + pOH = 14 $\therefore$ pOH = 3,5

pOH = $-\log [OH^{1-}]$

3,5 = $-\log [OH^{1-}]$

$[OH^{1-}] = 1 \cdot 10^{-3,5}$ mol/L

d) Não, porque a fenolftaleína é incolor em pH inferior a 8,2 e não tem nenhum efeito visível sobre o suco de laranja. O ideal seria utilizar um indicador que mudasse de cor em meio ácido com ponto de viragem próximo a pH = 4, como o vermelho do congo (difenil-bis-azo-α-naftilamina-4-ácido sulfônico), que muda de violeta para vermelho numa faixa de pH entre 3,0 e 5,2.

Exercícios

16 (Unicap-PE) As seguintes afirmativas referem-se a substâncias e a misturas. Assinale coluna I para correto e coluna II para errado.

I – II

0 – 0 O pH da água pura é igual a 7, a 25 °C.

1 – 1 O pH de uma solução de ácido clorídrico de concentração 0,01 mol/L é igual a 2.

2 – 2 O pH de uma solução de hidróxido de sódio de concentração 0,01 mol/L é igual a 11.

3 – 3 O pOH de uma solução de hidróxido de potássio de concentração 0,01 mol/L é igual a 2.

4 – 4 Quanto maior for o pOH de uma solução aquosa, menor será a concentração de íons hidroxila e maior será a sua acidez.

17 (UFG-GO) Na água de um aquário, a concentração de um monoácido produzido pela decomposição de bactérias é 0,0001 mol/L e sua constante de ionização $K_a = 1,0 \cdot 10^{-8}$.

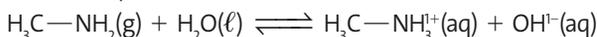
a) Calcule o pH da água do aquário.

b) A água do aquário é ácida, básica ou neutra? Por quê?

18 (UFPE) A concentração hidrogeniônica do suco de limão puro é 10^{-3} mol/L. Qual o pH de um refresco preparado com 20 mL de suco de limão e água suficiente para completar 200 mL?

a) 2,5 b) 3,0 c) 3,5 X d) 4,0 e) 4,5

19 (Unicamp-SP) A metilamina, $H_3C - NH_2$, proveniente da decomposição de certas proteínas, responsáveis pelo desagradável cheiro de peixe, é uma substância gasosa, solúvel em água. Em soluções aquosas de metilamina ocorre o equilíbrio:

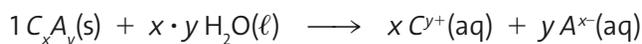
$$H_3C-NH_2(g) + H_2O(\ell) \rightleftharpoons H_3C-NH_3^{1+}(aq) + OH^{1-}(aq)$$

a) O pH de uma solução aquosa de metilamina será maior, menor ou igual a 7? Explique.

b) Por que o limão ou o vinagre (soluções ácidas) diminuem o cheiro de peixe?

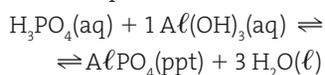
20 Calcule o pH da solução resultante da mistura de 10 mL de solução de ácido clorídrico de concentração em quantidade de matéria igual a 0,10 mol/L, com 40 mL de solução de hidróxido de sódio com concentração em quantidade de matéria igual a 0,15 mol/L.

5 Hidrólise de íons

Todos os sais ao entrarem em contato com a água se dissociam liberando íons, em maior ou menor porcentagem. Considere, por exemplo, um sal genérico de fórmula C_xA_y:

$$1\, C_xA_y(s) + x \cdot y\, H_2O(\ell) \longrightarrow x\, C^{y+}(aq) + y\, A^{x-}(aq)$$

Os íons formados na dissociação do sal podem reagir com a água.

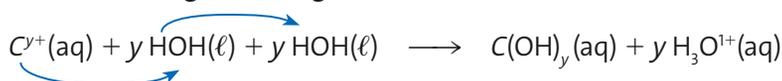
Observe que os índices x e y representam os menores números inteiros não divisíveis entre si.
Quando a divisão entre x e y for possível, ela deve ser feita. Por exemplo:

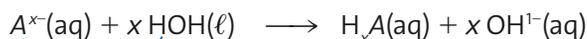
$$H_3PO_4(aq) + 1\, A\ell(OH)_3(aq) \rightleftharpoons A\ell PO_4(ppt) + 3\, H_2O(\ell)$$

Escrevemos: $A\ell PO_4(ppt)$ e não $A\ell_3(PO4)_3$.

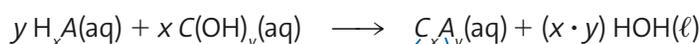
Hidrólise de sal (ou de íon) é a reação que ocorre entre a água e pelo menos um dos íons formados na dissociação do sal.

Observe como ocorre a reação de hidrólise:

- **O cátion só reage com a água se formar uma base fraca:**

$$C^{y+}(aq) + y\, HOH(\ell) + y\, HOH(\ell) \longrightarrow C(OH)_y(aq) + y\, H_3O^{1+}(aq)$$

- **O ânion só reage com a água se formar um ácido fraco:**

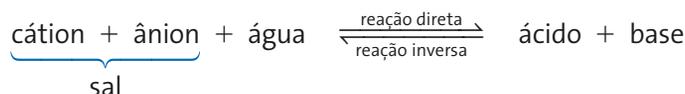
$$A^{x-}(aq) + x\, HOH(\ell) \longrightarrow H_xA(aq) + x\, OH^{1-}(aq)$$

Como os sais são formados pela reação entre ácido e base:

$$y\, H_xA(aq) + x\, C(OH)_y(aq) \longrightarrow C_xA_y(aq) + (x \cdot y)\, HOH(\ell)$$

cátion vem da base; ânion vem do ácido

concluímos que a reação de hidrólise de um sal (se houver) entrará em equilíbrio dinâmico com a reação de formação do sal (ácido + base).

$$\underbrace{\text{cátion} + \text{ânion}}_{\text{sal}} + \text{água} \underset{\text{reação inversa}}{\overset{\text{reação direta}}{\rightleftharpoons}} \text{ácido} + \text{base}$$

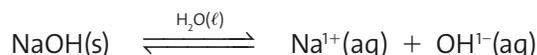
Para sabermos se o cátion e/ou o ânion de um sal reagem ou não com a água, devemos analisar:

- O grau de afinidade do cátion, $C^{y+}(aq)$, desse sal pelo íon $OH^{1-}(aq)$.
- O grau de afinidade do ânion, $A^{x-}(aq)$, desse sal pelo próton H^{1+} do íon hidrônio, $H_3O^{1+}(aq)$.

Lembre-se de que a reação de autoionização da água fornece os íons $H_3O^{1+}(aq)$ e $OH^{1-}(aq)$. Sobre a força de ácidos e bases, veja a página 202 no início deste Capítulo.

Íons de bases e de ácidos fortes

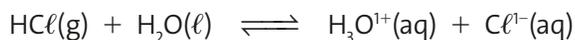
Se uma base é forte, ao entrar em contato com a água ela se mantém predominantemente dissociada. Assim, concluímos que os cátions que formam as bases fortes praticamente não têm afinidade por íons hidróxido, $OH^{1-}(aq)$, logo não reagem com a água.

Exemplo: hidróxido de sódio, NaOH(s), base forte.

$$NaOH(s) \overset{H_2O(\ell)}{\rightleftharpoons} Na^{1+}(aq) + OH^{1-}(aq)$$

O cátion $Na^{1+}(aq)$ praticamente não tem afinidade por íons hidróxido, $OH^{1-}(aq)$, logo não reage com a água (a reação inversa praticamente não ocorre).

$$Na^{1+}(aq) + HOH(\ell) \longrightarrow \text{não ocorre reação}$$

Da mesma forma, se um ácido é forte, ao entrar em contato com a água, ele se mantém predominantemente ionizado. Concluímos, então, que os ânions que formam os ácidos fortes praticamente não têm afinidade por prótons, H^{1+}, portanto não reagem com a água.

Exemplo: ácido clorídrico, $HC\ell(aq)$, ácido forte.

$$HC\ell(g) + H_2O(\ell) \rightleftharpoons H_3O^{1+}(aq) + C\ell^{1-}(aq)$$

O ânion $C\ell^{1-}(aq)$ praticamente não tem afinidade por prótons, H^{1+}. Logo, não reage com a água (a reação inversa é desprezível).

$$C\ell^{1-}(aq) + HOH(\ell) \longrightarrow \text{não ocorre reação}$$

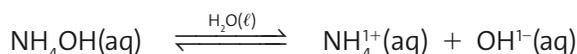
Shi Yali/Shutterstock/Glow Images

Cristais de $NaC\ell$, um sal cujo cátion é proveniente de uma base forte e o ânion, de um ácido forte.

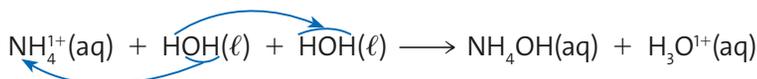
Íons de bases e de ácidos fracos

Se uma base é fraca, ao entrar em contato com a água, ela se mantém predominantemente na forma agregada.

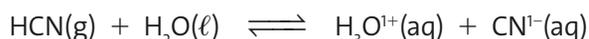
Assim, concluímos que os cátions que formam bases fracas possuem grande afinidade por íons hidróxido, $OH^{1-}(aq)$, portanto reagem com a água.

Exemplo: hidróxido de amônio, $NH_4OH(aq)$, base fraca.

$$NH_4OH(aq) \xrightleftharpoons{H_2O(\ell)} NH_4^{1+}(aq) + OH^{1-}(aq)$$

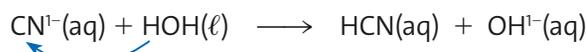
O cátion $NH_4^{1+}(aq)$ tem grande afinidade por íons $OH^{1-}(aq)$ e reage com a água.

$$NH_4^{1+}(aq) + HOH(\ell) + HOH(\ell) \longrightarrow NH_4OH(aq) + H_3O^{1+}(aq)$$

Da mesma forma, se um ácido é fraco, ao entrar em contato com a água, ele se mantém predominantemente na forma molecular.

Concluímos que os ânions que formam ácidos fracos possuem grande afinidade por prótons, H^{1+}, portanto reagem com a água.

Exemplo: ácido cianídrico, $HCN(aq)$, ácido fraco.

$$HCN(g) + H_2O(\ell) \rightleftharpoons H_3O^{1+}(aq) + CN^{1-}(aq)$$

O ânion $CN^{1-}(aq)$ tem grande afinidade por prótons, H^{1+}, e reage com a água.

$$CN^{1-}(aq) + HOH(\ell) \longrightarrow HCN(aq) + OH^{1-}(aq)$$

A solução aquosa de hipoclorito de sódio, $NaC\ell O(aq)$, a 15%, utilizada no tratamento diário da água de piscina na proporção aproximada de 30 mL/m³ de água é uma aplicação desse fenômeno.

O $NaC\ell O(aq)$ é um sal muito solúvel e se dissocia facilmente:

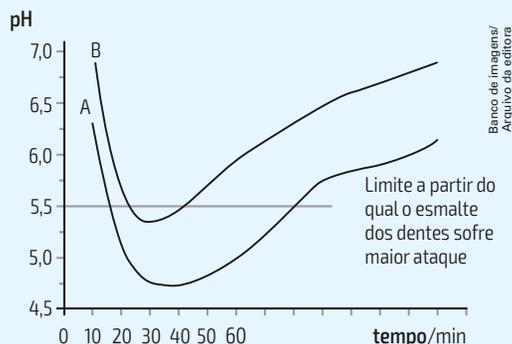
$$NaC\ell O(s) \rightleftharpoons Na^{1+}(aq) + C\ell O^{1-}(aq)$$

Por ser um sal derivado de ácido fraco (ácido hipocloroso, $HC\ell O$) e base forte (hidróxido de sódio, $NaOH$), parte dos íons hipoclorito, $C\ell O^{1-}(aq)$, sofre hidrólise, reconstituindo o ácido hipocloroso.

$$NaC\ell O(aq) + H_2O(\ell) \rightleftharpoons Na^{1+}(aq) + OH^{1-}(aq) + HC\ell O(aq)$$

Tanto o ácido hipocloroso, $HC\ell O(aq)$, como o íon hipoclorito, $C\ell^{1-}(aq)$, atuam como desinfetantes e bactericidas; no entanto, a ação do ácido hipocloroso é cerca de 80 vezes mais eficiente (nesse aspecto) do que a do ânion hipoclorito, por isso é importante que ocorra a hidrólise do ânion hipoclorito na piscina, formando o ácido hipocloroso.

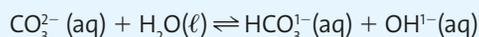
Exercício resolvido

5 (Unicamp-SP) [...] O creme dental que usam contém Na_2CO_3. Essa escolha deve-se ao fato de eles terem visto, numa revista especializada, um artigo que tratava de cáries dentárias. Ali constava um gráfico, abaixo reproduzido, mostrando o pH bucal, logo após uma refeição, para dois grupos de pessoas que não escovaram os dentes. O casal identificou-se com um dos grupos.

a) Considerando o creme dental escolhido, com qual dos grupos o casal se identificou? Justifique.

b) Que outra substância poderia ser usada no creme dental, em lugar de carbonato de sódio? Escreva a fórmula e o nome.

Resolução

a) A utilização de um creme dental contendo o carbonato de sódio produz um meio básico por causa de sua hidrólise, que pode ser representada por:

$$CO_3^{2-}(aq) + H_2O(\ell) \rightleftharpoons HCO_3^{1-}(aq) + OH^{1-}(aq)$$

Em meio menos ácido ou alcalino, o esmalte dos dentes sofre menor ataque, como mostram as curvas do gráfico.

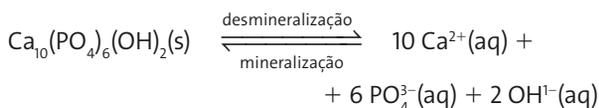
Considerando que a identificação foi realizada antes da escolha da pasta alcalina, o casal deve ter se identificado com o grupo A, ou seja, o que possui o pH bucal mais ácido e, portanto, necessita de um creme dental com pH alcalino.

b) Poderia ser utilizado um outro sal básico, como, por exemplo, o $NaHCO_3$ (bicarbonato de sódio), ou uma base fraca, como o $Mg(OH)_2$ (hidróxido de magnésio).

Exercícios

21 (FEI-SP) Quando se fazem reagir quantidades estequiométricas de ácido clorídrico, $HC\ell(aq)$, e hidróxido de amônio, $NH_4OH(aq)$, em solução aquosa, a solução resultante será neutra, alcalina ou ácida? Explique mediante equações químicas.

22 (Fuvest-SP) O esmalte dos dentes é principalmente hidroxiapatita, que, sob certas condições, sofre dissolução (desmineralização), o que provoca a cárie.

$$Ca_{10}(PO_4)_6(OH)_2(s) \underset{\text{mineralização}}{\overset{\text{desmineralização}}{\rightleftharpoons}} 10\ Ca^{2+}(aq) + 6\ PO_4^{3-}(aq) + 2\ OH^{1-}(aq)$$

Provoca desmineralização bochechar com:

I. solução aquosa de hipoclorito de sódio (pH = 9);
II. solução aquosa de cloreto de sódio (soro fisiológico);
III. vinagre diluído em água.

Dessas afirmações, é (são) correta(s) apenas:

a) I.
b) II.
x c) III.
d) I e II.
e) II e III.

23 (UGF-RJ) A variação do pH na superfície de um lago pode ser explicada, nas regiões de maior incidência de luz, pela maior atividade fotossintética do fitoplâncton. Nessas regiões, a atividade fotossintética do fitoplâncton acarreta:

a) liberação de CO_2 e diminuição do pH.
b) consumo de CO_2 e diminuição do pH.
c) liberação de CO_2 e aumento do pH.
x d) consumo de CO_2 e aumento do pH.
e) liberação de CO_2 e manutenção do pH.

24 (Vunesp-SP) Mediu-se o pH de soluções aquosas de cloreto de sódio, $NaC\ell(aq)$, cloreto de amônio, $NH_4C\ell(aq)$, e benzoato de sódio, $C_6H_5COONa(aq)$. Os resultados obtidos indicaram que a solução de $NaC\ell(aq)$ é neutra, a de $NH_4C\ell(aq)$ é ácida e a de $C_6H_5COONa(aq)$ é básica.

a) Explique por que as soluções apresentam essas características.
b) Escreva a equação química correspondente à dissolução de cada substância em água, nos casos onde ocorre hidrólise. Escreva a expressão da constante de equilíbrio em cada um desses casos.

25 (Unisa-SP) O sal que, em solução aquosa, não produz efeito sobre o papel de tornassol é:

a) $CuSO_4$
b) Na_2CO_3
x c) $NaC\ell$
d) CH_3COONa
e) $NH_4C\ell$

6 Efeito do íon comum

Sabemos que o equilíbrio químico só se mantém em sistemas fechados (que não trocam matéria com o meio ambiente). Mas, trabalhando em um curto intervalo de tempo, podemos considerar o equilíbrio iônico que se estabelece em um sistema aberto e observar seu comportamento, por exemplo, quando adicionamos um íon comum (já existente) a esse equilíbrio ou quando alteramos a temperatura.

Segundo o princípio de Le Chatelier, se um sistema em equilíbrio iônico sofrer a adição de um íon já existente no equilíbrio, ele vai se deslocar no sentido que tende a consumir o íon em excesso.

> A adição de um íon que seja comum a um sistema em equilíbrio sempre vai deslocar esse equilíbrio no sentido de diminuir a concentração em quantidade de matéria do íon em questão.

Esse efeito tem a função de diminuir o grau de ionização α de um ácido ou de dissociação de uma base.

O experimento a seguir demonstra o efeito do íon comum.

Experimento

Efeito do íon comum no equilíbrio

Utilizando produtos de uso caseiro, é possível observar como o equilíbrio químico se comporta diante de uma perturbação.

Material necessário

- água
- solução amoniacal para limpeza, NH_3(aq), encontrada em supermercado
- bicarbonato de amônio, NH_4HCO_3, encontrado em farmácia
- copo de vidro transparente de 300 mL
- colher de café
- conta-gotas
- fenolftaleína ou extrato de repolho roxo

Dica de segurança

A solução amoniacal, obtida pela dissolução de até 30% de NH_3(g) em água, tem odor forte e penetrante. É altamente tóxica e irritante aos olhos. Evite o contato com a pele, as mucosas e os olhos. Caso ocorra, lave o local em água corrente por pelo menos 15 minutos e procure um médico.

Como fazer

Passo 1: Coloque cerca de 200 mL de água no copo. Adicione 10 gotas de solução amoniacal para limpeza e algumas gotas de fenolftaleína, quantidade suficiente para que a solução adquira a cor rosa por causa do meio alcalino.

Passo 2: Coloque agora a ponta de uma colher de café (uma pitada) de bicarbonato de amônio na solução e agite. O que você observa?

Investigue

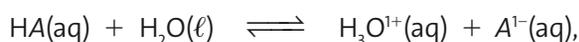
1. Equacione o equilíbro que ocorre nas soluções de NH_3(aq) e de NH_4HCO_3(aq).
2. Qual o íon comum ao equilíbrio da solução fornecido pelo sal?
3. O que ocorre quando o íon comum é adicionado? Por quê?
4. Pegue duas jarras ou tigelas onde seja possível acomodar o copo utilizado no experimento. Coloque água aquecida em uma das jarras e água com gelo na outra. Repita o passo 1. Coloque o copo com a solução na água aquecida. O que você observa? Retire o copo da água aquecida e coloque-o no banho de gelo. E agora? O que acontece? Você sabe dizer se o processo é endotérmico ou exotérmico?

Friedrich Stark/Alamy/Other Images

Teste para verificar a taxa de funcionamento de ventilação pulmonar. Exercícios físicos prolongados podem levar à formação de ácido láctico. Para combater o excesso de ácido láctico, o organismo utiliza os sistemas de tamponagem; quando esses sistemas não são suficientes, é ativada a estimulação do centro respiratório, modificando-se a taxa de ventilação pulmonar.

Ácido fraco e sal solúvel do mesmo ânion

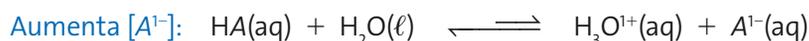
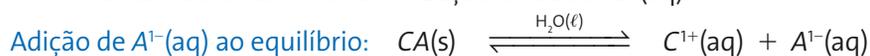
Considere uma solução aquosa de um ácido genérico H*A*(aq) em equilíbrio:

$$HA(aq) + H_2O(\ell) \rightleftharpoons H_3O^{1+}(aq) + A^{1-}(aq),$$

cujo K_a pode ser expresso por:

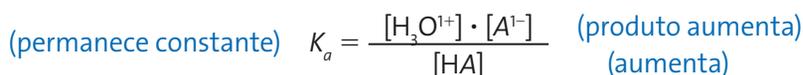
$$K_a = \frac{[H_3O^{1+}] \cdot [A^{1-}]}{[HA]}$$

Adicionando à solução aquosa desse ácido um sal *CA*(s) que possua em comum com o ácido H*A*(aq) o mesmo ânion A^{1-}(aq), vai ocorrer, segundo o princípio de Le Chatelier, um deslocamento do equilíbrio no sentido de diminuir a ionização do ácido H*A*(aq).

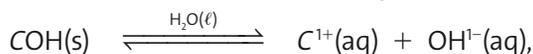
Adição de A^{1-}(aq) ao equilíbrio: $CA(s) \xrightleftharpoons{H_2O(\ell)} C^{1+}(aq) + A^{1-}(aq)$

Aumenta $[A^{1-}]$: $HA(aq) + H_2O(\ell) \rightleftharpoons H_3O^{1+}(aq) + A^{1-}(aq)$

O equilíbrio de ionização do ácido se desloca no sentido inverso.

Assim, o valor de K_a permanece constante, desde que a temperatura também permaneça constante, pois, à medida que a concentração de ânions A^{1-}(aq) aumenta pela adição do sal *CA*(aq), a concentração de moléculas H*A*(aq) aumenta pelo deslocamento do equilíbrio.

(permanece constante) $K_a = \frac{[H_3O^{1+}] \cdot [A^{1-}]}{[HA]}$ (produto aumenta) (aumenta)

Base fraca e sal solúvel do mesmo cátion

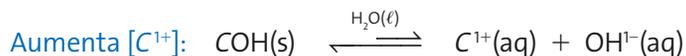
Considere uma solução aquosa de uma base genérica *C*OH(s), em equilíbrio:

$$COH(s) \xrightleftharpoons{H_2O(\ell)} C^{1+}(aq) + OH^{1-}(aq),$$

cujo K_b pode ser expresso por:

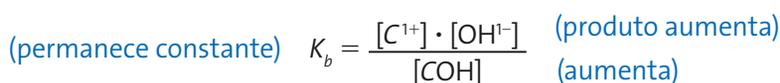
$$K_b = \frac{[C^{1+}] \cdot [OH^{1-}]}{[COH]}$$

Adicionando à solução aquosa dessa base um sal *CA*(s) que possua em comum com a base *C*OH(aq) o mesmo cátion C^{1+}(aq), vai ocorrer um deslocamento do equilíbrio no sentido de diminuir a dissociação da base *C*OH(aq).

Adição de C^{1+}(aq) ao equilíbrio: $CA(s) \xrightleftharpoons{H_2O(\ell)} C^{1+}(aq) + A^{1-}(aq)$

Aumenta $[C^{1+}]$: $COH(s) \xrightleftharpoons{H_2O(\ell)} C^{1+}(aq) + OH^{1-}(aq)$

O equilíbrio de dissociação da base se desloca no sentido inverso.

Assim, o valor de K_b permanece constante, desde que a temperatura também permaneça constante, pois, à medida que a concentração de cátions C^{1+}(aq) aumenta pela adição do sal *CA*(aq), a concentração de moléculas *C*OH(aq) aumenta pelo deslocamento do equilíbrio.

(permanece constante) $K_b = \frac{[C^{1+}] \cdot [OH^{1-}]}{[COH]}$ (produto aumenta) (aumenta)

Solução-tampão

Denomina-se solução-tampão a solução que praticamente não sofre variação considerável (efeito tampão) de pH ou de pOH pela adição de pequenas quantidades de ácidos fortes ou de bases fortes.

Há dois tipos de solução-tampão mais comuns: as constituídas por um ácido fraco e um sal solúvel de mesmo ânion que esse ácido, e as constituídas por uma base fraca e um sal solúvel de mesmo cátion que essa base.

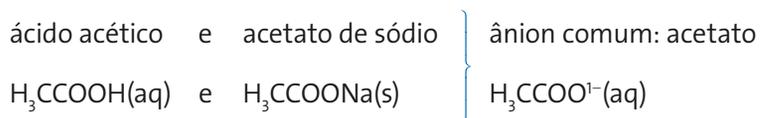
auremar/Shutterstock/Glow Images

Alguns comprimidos para dor de cabeça são tamponados; ou seja, contêm um antiácido em sua composição que cria um ambiente alcalino, facilitando sua dissolução e reduzindo o período de contato wcom a parede do estômago.

Ácido fraco e sal de mesmo ânion

Considere, por exemplo, uma solução-tampão constituída de ácido acético (ácido fraco) e acetato de sódio (sal solúvel contendo o ânion acetato, presente no ácido):

ácido acético e acetato de sódio — ânion comum: acetato

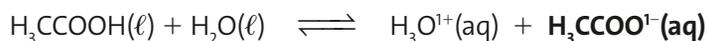
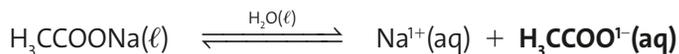
$H_3CCOOH(aq)$ e $H_3CCOONa(s)$ — $H_3CCOO^{1-}(aq)$

Na solução-tampão formam-se dois equilíbrios:

1º equilíbrio: ionização do ácido fraco, pouco intensa:

$$H_3CCOOH(\ell) + H_2O(\ell) \rightleftharpoons H_3O^{1+}(aq) + \mathbf{H_3CCOO^{1-}(aq)}$$

ácido etanoico ou ácido acético
H = hidrogênio ionizável

2º equilíbrio: dissociação do sal, muito intensa:

$$H_3CCOONa(\ell) \xrightleftharpoons{H_2O(\ell)} Na^{1+}(aq) + \mathbf{H_3CCOO^{1-}(aq)}$$

O ânion acetato, $H_3CCOO^{1-}(aq)$, do sal (ânion comum) faz com que o 1º equilíbrio se desloque no sentido de diminuir a ionização do ácido acético.

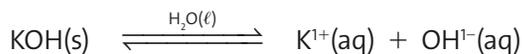
Efeito tampão

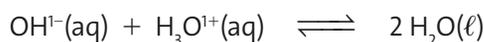
Nesse caso, podemos perceber o efeito tampão em duas situações:

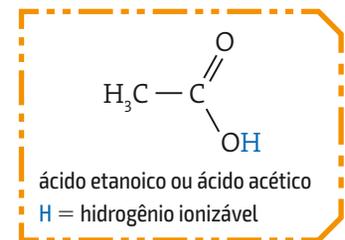
1) Adição de uma base forte à solução-tampão

Por exemplo, a adição de KOH(aq) a uma solução-tampão.

Dissociação da base forte, muito intensa:

$$KOH(s) \xrightleftharpoons{H_2O(\ell)} K^{1+}(aq) + OH^{1-}(aq)$$

Os íons $OH^{1-}(aq)$ da base são neutralizados pelos íons $H_3O^{1+}(aq)$ do 1º equilíbrio.

$$OH^{1-}(aq) + H_3O^{1+}(aq) \rightleftharpoons 2\,H_2O(\ell)$$

Diminuindo a concentração de íons $H_3O^{1+}(aq)$ no equilíbrio, haverá um deslocamento no sentido de aumentar a ionização do ácido e, desse modo, a variação de pH da solução (se houver) será muito pequena, pois a concentração de íons $H_3O^{1+}(aq)$ em solução permanece praticamente constante.

Note, porém, que a adição sucessiva de pequenas quantidades de base forte vai deslocar o 1º equilíbrio continuamente no sentido da ionização do ácido fraco e, em determinado instante, todo o ácido terá sido ionizado. Nesse momento cessa o chamado efeito tampão.

Ververidis Vasilis/Shutterstock/Glow Images

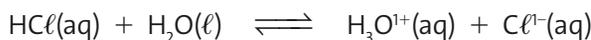
O sangue é uma solução-tampão cujo pH se mantém praticamente constante e igual a 7,4.

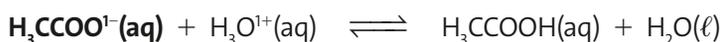
Observe que o chamado ácido carbônico, H_2CO_3, nunca foi isolado como tal e é considerado por muitos pesquisadores como uma solução aquosa de gás carbônico, $CO_2(aq)$.

2) Adição de um ácido forte à solução-tampão

Por exemplo, a adição de $HC\ell(aq)$ a uma solução-tampão.

Ionização do ácido forte (grande):

$$HC\ell(aq) + H_2O(\ell) \rightleftharpoons H_3O^{1+}(aq) + C\ell^{1-}(aq)$$

Como o ácido acético é um ácido fraco, concluímos que o ânion acetato possui grande afinidade pelo próton, H^{1+}, do íon hidrônio, $H_3O^{1+}(aq)$. Na solução, há grande quantidade de ânions acetato liberados pelo sal, acetato de sódio, no 2º equilíbrio. Desse modo, ocorrerá a seguinte reação:

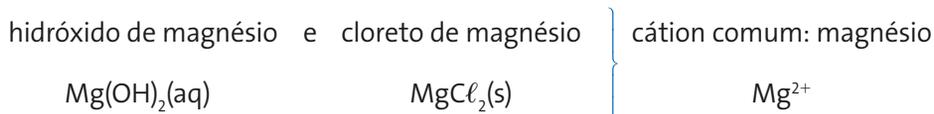
$$\mathbf{H_3CCOO^{1-}(aq)} + H_3O^{1+}(aq) \rightleftharpoons H_3CCOOH(aq) + H_2O(\ell)$$

Isso significa que o aumento de íons $H_3O^{1+}(aq)$ em solução provoca um aumento proporcional de moléculas de ácido acético, e a variação de pH (se houver) será muito pequena.

A adição sucessiva de pequenas quantidades de ácido forte acabará em certo instante consumindo todo o ânion acetato fornecido pela dissociação do sal no 2º equilíbrio. Nesse momento, cessa o efeito tampão da solução.

Base fraca e sal de mesmo cátion

Considere agora uma solução-tampão constituída de hidróxido de magnésio (base fraca) e de cloreto de magnésio (sal solúvel contendo o cátion magnésio presente na base):

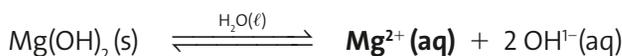
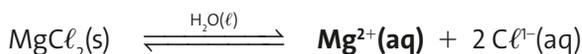
hidróxido de magnésio e cloreto de magnésio } cátion comum: magnésio

$Mg(OH)_2(aq)$ $MgC\ell_2(s)$ } Mg^{2+}

Na solução-tampão formam-se dois equilíbrios:

1º equilíbrio: dissociação da base fraca (pouco intensa):

$$Mg(OH)_2(s) \xrightleftharpoons{H_2O(\ell)} \mathbf{Mg^{2+}(aq)} + 2\,OH^{1-}(aq)$$

2º equilíbrio: dissociação do sal (muito intensa):

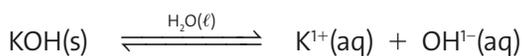
$$MgC\ell_2(s) \xrightleftharpoons{H_2O(\ell)} \mathbf{Mg^{2+}(aq)} + 2\,C\ell^{1-}(aq)$$

Efeito tampão

Novamente, nesse caso, podemos perceber o efeito tampão em duas situações:

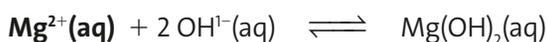
1) Adição de uma base forte à solução-tampão

Por exemplo, a adição de $KOH(aq)$ a uma solução-tampão.

Dissociação da base forte (muito intensa):

$$KOH(s) \xrightleftharpoons{H_2O(\ell)} K^{1+}(aq) + OH^{1-}(aq)$$

Como o hidróxido de magnésio é uma base fraca, concluímos que o cátion magnésio possui grande afinidade pelo íon $OH^{1-}(aq)$. Na solução, há grande quantidade de cátions magnésio liberados pelo sal, cloreto de magnésio, no 2º equilíbrio.

Desse modo, ocorrerá a seguinte reação:

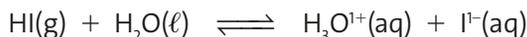
$$\mathbf{Mg^{2+}(aq)} + 2\,OH^{1-}(aq) \rightleftharpoons Mg(OH)_2(aq)$$

Isso significa que o aumento de íons $OH^{1-}(aq)$, por causa da adição da base forte, provoca um aumento proporcional de $Mg(OH)_2(aq)$, e a variação de pH (se houver) será muito pequena.

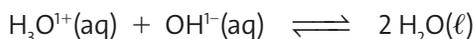
O efeito tampão da solução vai cessar no momento em que todos os cátions magnésio, liberados pelo sal, tiverem sido consumidos.

2) Adição de um ácido forte à solução-tampão

Por exemplo, a adição de HI(aq) a uma solução-tampão.

Ionização do ácido forte (muito intensa):

$$HI(g) + H_2O(\ell) \rightleftharpoons H_3O^{1+}(aq) + I^{1-}(aq)$$

Os íons $H_3O^{1+}(aq)$ do ácido são neutralizados pelos íons $OH^{1-}(aq)$ do 1º equilíbrio.

$$H_3O^{1+}(aq) + OH^{1-}(aq) \rightleftharpoons 2\,H_2O(\ell)$$

Isso faz com que o 1º equilíbrio se desloque no sentido de aumentar a dissociação da base fraca.

A variação de pH (se houver) será muito pequena, pois a concentração de íons $OH^{1-}(aq)$ em solução permanece praticamente constante.

O efeito tampão da solução vai cessar no momento em que toda a base fraca tiver se dissociado.

O chamado ácido carbônico, H_2CO_3, nunca foi isolado e é considerado por muitos pesquisadores como uma solução aquosa de gás carbônico, $CO_2(aq)$.

Curiosidade

Efeito tampão nos oceanos

Nos oceanos, há uma quantidade imensa de seres marinhos que produzem carbonato de cálcio, tanto na forma de conchas, carapaças, esqueletos quanto de coralitos (estruturas que fixam os corais).

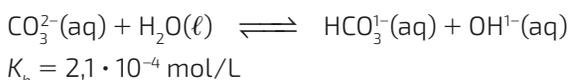
A grande quantidade de $CaCO_3(s)$ existente nos oceanos dá origem ao equilíbrio:

$$CaCO_3(s) \rightleftharpoons Ca^{2+}(aq) + CO_3^{2-}(aq)$$

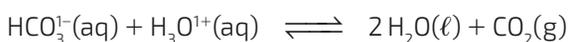
Por causa desse equilíbrio, a água do mar saturada por gás carbônico dissolvido apresenta pH igual a $8,3 \pm 0,3$.

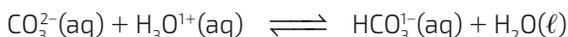
O caráter alcalino da água do mar deve-se ao fato de o íon carbonato, $CO_3^{2-}(aq)$, fornecido pelo equilíbrio de dissolução do $CaCO_3(s)$, ser uma base fraca conjugada do íon bicarbonato, $HCO_3^{1-}(aq)$, e, por isso, sofrer hidrólise, produzindo íons hidróxido, $OH^{1-}(aq)$.

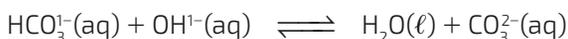
$$CO_3^{2-}(aq) + H_2O(\ell) \rightleftharpoons HCO_3^{1-}(aq) + OH^{1-}(aq)$$

$$K_b = 2,1 \cdot 10^{-4}\ mol/L$$

A função principal do equilíbrio acima é o tamponamento do pH da água do mar.

A adição de ácidos pela atividade vulcânica submarina, que libera ácido sulfídrico, $H_2S(aq)$, entre outros, é neutralizada pelo íon bicarbonato que libera $CO_2(g)$ para a atmosfera:

$$HCO_3^{1-}(aq) + H_3O^{1+}(aq) \rightleftharpoons 2\,H_2O(\ell) + CO_2(g)$$

e também pela reação do íon carbonato, formando bicarbonato:

$$CO_3^{2-}(aq) + H_3O^{1+}(aq) \rightleftharpoons HCO_3^{1-}(aq) + H_2O(\ell)$$

Já o aumento da concentração de íon hidróxido é neutralizado pela reação:

$$HCO_3^{1-}(aq) + OH^{1-}(aq) \rightleftharpoons H_2O(\ell) + CO_3^{2-}(aq)$$

Essa reação provoca um aumento da concentração de íons carbonato, $CO_3^{2-}(aq)$. Se a água do mar estiver acima do limite de saturação do carbonato de cálcio, haverá precipitação de $CaCO_3(ppt)$.

Acredita-se que o excesso de $CaCO_3(ppt)$ nas águas profundas explique, de certa forma, como a elevada capacidade das águas dos oceanos em absorver gás carbônico não provoca diminuição do pH das águas.

Saúde e sociedade

Alcalose e acidose

Todos os fluidos do corpo humano possuem íons hidrônio, H_3O^{1+}(aq). O controle da concentração desses íons é um fator fisiológico muito importante, pois mesmo as menores mudanças de pH podem causar profundas alterações nos processos metabólicos, podendo até levar à morte.

Em condições normais, o pH dos líquidos extracelulares fica entre 7,35 e 7,45, mantendo-se aproximadamente em 7,4.

O pH normal do sangue arterial é 7,4; o do sangue venoso e dos líquidos intersticiais é de 7,35. A diferença é por causa da maior concentração de dióxido de carbono, CO_2(aq), existente nos líquidos intersticiais.

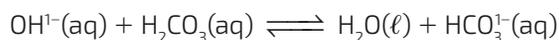
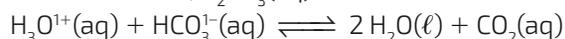
- Se o pH do sangue arterial estiver abaixo de 7,4, configura-se um quadro de acidose.
- Se o pH do sangue arterial estiver acima de 7,4, configura-se um quadro de alcalose.

O limite inferior de pH do sangue arterial que uma pessoa pode apresentar sobrevivendo por tempo reduzido é 7,0; o limite superior é de aproximadamente 7,8.

O organismo humano possui diversos sistemas de controle para evitar modificações do pH. O primeiro é que todos os líquidos orgânicos possuem sistemas de tampões, que se combinam imediatamente com qualquer ácido ou qualquer base, evitando alterações acentuadas na concentração de íons H_3O^{1+}(aq).

O processo de tamponagem mais comum envolve o equilíbrio entre o íon bicarbonato, HCO_3^{1-}(aq), e o gás carbônico dissolvido em água ou ácido carbônico, H_2CO_3(aq):

$$H_3O^{1+}(aq) + HCO_3^{1-}(aq) \rightleftharpoons 2\,H_2O(\ell) + CO_2(aq)$$

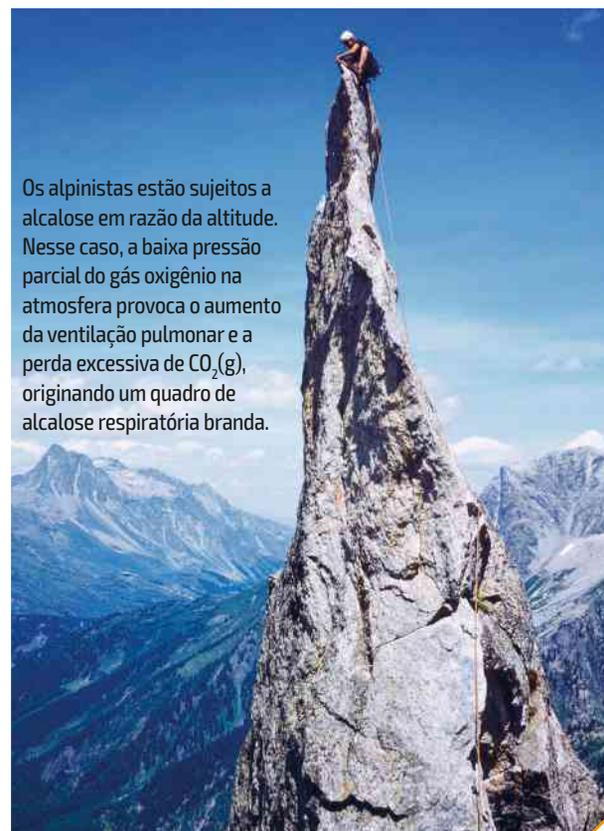
$$OH^{1-}(aq) + H_2CO_3(aq) \rightleftharpoons H_2O(\ell) + HCO_3^{1-}(aq)$$

Desse modo, é possível manter o pH do sangue praticamente constante.

Caso o equilíbrio ácido-básico do organismo seja alterado acentuadamente é ativado o segundo sistema, ou seja, a estimulação do centro respiratório, modificando-se a taxa de ventilação pulmonar. Dessa forma, altera-se a taxa de desenvolvimento de remoção do gás carbônico do organismo até que seja restabelecido o equilíbrio orgânico.

O terceiro sistema para normalização da taxa de íons H_3O^{1+}(aq) é feito pelos rins, que podem excretar urina ácida ou básica.

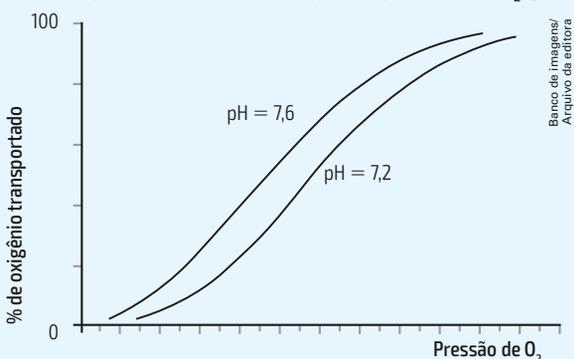
Esses sistemas agem com taxas de desenvolvimento diferentes: os tampões entram em ação simultaneamente à ocorrência do desequilíbrio; os pulmões reagem em alguns minutos, e os rins respondem ao desequilíbrio em algumas horas. Embora a resposta dos rins seja mais lenta, é a mais eficaz quantitativamente.

Há diversos fatores que podem causar o desequilíbrio ácido-básico do organismo, como a acidose respiratória, desencadeada por lesão no sistema respiratório, obstrução das vias aéreas, pneumonia ou qualquer outro fator que reduza a transferência do CO_2(g) sanguíneo para o exterior.

Outro fator é a perda excessiva de álcalis, como na diarreia – que ocorre em casos de desidratação. Nesse quadro há uma grande perda de bicarbonato, HCO_3^{1-}(aq), presente nas secreções gastrointestinais. O efeito é tão grave que chega a ser uma das causas mais comuns de morte em crianças pequenas.

Os alpinistas estão sujeitos a alcalose em razão da altitude. Nesse caso, a baixa pressão parcial do gás oxigênio na atmosfera provoca o aumento da ventilação pulmonar e a perda excessiva de CO_2(g), originando um quadro de alcalose respiratória branda.

Menno Boermans/Aurora Photos/Corbis/Latinstock

Exercício resolvido

6 (Unicamp-SP) Alcalose e acidose são dois distúrbios fisiológicos caracterizados por alterações do pH no sangue: a alcalose corresponde a um aumento, enquanto a acidose corresponde a uma diminuição do pH. Essas alterações de pH afetam a eficiência do transporte de oxigênio pelo organismo humano. O gráfico esquematizado a seguir mostra a percentagem de oxigênio transportado pela hemoglobina em dois pH diferentes em função da pressão do $O_2(g)$:

a) Em qual dos dois pH há maior eficiência no transporte de oxigênio pelo organismo? Justifique.

b) Em casos clínicos extremos pode-se ministrar solução aquosa de $NH_4C\ell$ para controlar o pH do sangue. Em qual desses distúrbios (alcalose ou acidose) pode ser aplicado esse recurso? Explique.

Resolução

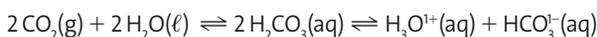
a) A maior eficiência no transporte de oxigênio é no pH = 4,6, porque em qualquer ponto desta curva o percentual de $O_2(g)$ é maior do que no ponto correspondente da curva em pH = 7,2.

b) Ao se misturar ao sangue uma solução aquosa de $NH_4C\ell$ (um sal de caráter ácido por ser proveniente de uma base fraca e um ácido forte), esta estará dissociada em íons NH_4^{1+} e $C\ell^{1-}$. Com isso, ocorre o controle de um caso de alcalose, pois o excesso de íons OH^{1-} no sangue será neutralizado pelos íons NH_4^{1+} provenientes da solução de $NH_4C\ell$.

Exercícios

26 (Vunesp-SP) Os oceanos funcionam como uma esponja que absorve o CO_2 emitido em excesso na atmosfera. A absorção do CO_2 reduz o pH da água dos oceanos, tornando-a mais ácida. A principal alteração no ecossistema provocada por essa acidificação envolve a remoção do carbonato de cálcio das conchas e de certos animais marinhos. Explique a diminuição do pH da água pela absorção do CO_2, a consequente remoção do carbonato de cálcio das conchas e escreva as equações químicas para as reações envolvidas em cada um desses dois processos.

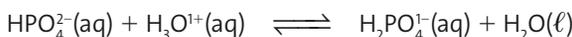
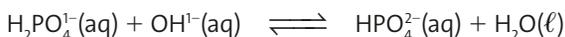
27 (Ufscar-SP) A acidose metabólica é causada pela liberação excessiva, na corrente sanguínea, de ácido láctico e de outras substâncias ácidas resultantes do metabolismo. Considere a equação envolvida no equilíbrio ácido-base do sangue e responda:

$$2\,CO_2(g) + 2\,H_2O(\ell) \rightleftharpoons 2\,H_2CO_3(aq) \rightleftharpoons H_3O^{1+}(aq) + HCO_3^{1-}(aq)$$

a) Explique de que forma o aumento da taxa de respiração, quando se praticam exercícios físicos, contribui para a redução da acidez metabólica.

b) O uso de diuréticos em excesso pode elevar o pH do sangue, causando uma alcalose metabólica. Explique de que forma um diurético perturba o equilíbrio ácido-base do sangue.

28 O sistema tampão de fosfato representa cerca de 10% de todos os tampões existentes no sangue e é constituído pelo di-hidrogenofosfato de sódio, NaH_2PO_4, e pelo mono-hidrogenofosfato de sódio ($NaHPO_4$) que estabelecem os equilíbrios:

$$H_2PO_4^{1-}(aq) + OH^{1-}(aq) \rightleftharpoons HPO_4^{2-}(aq) + H_2O(\ell)$$

$$HPO_4^{2-}(aq) + H_3O^{1+}(aq) \rightleftharpoons H_2PO_4^{1-}(aq) + H_2O(\ell)$$

Explique, por meio de reações, como atua esse sistema de tamponamento ao entrar em contato com uma pequena quantidade de ácido clorídrico, $HC\ell(aq)$, e de hidróxido de sódio, $NaOH(aq)$.

29 (UFMG) Considere duas soluções aquosas diluídas, I e II, ambas de pH = 5,0. A solução I é tampão e a solução II não.
Um béquer contém 100 mL da solução I e um segundo béquer contém 100 mL da solução II. A cada uma dessas soluções adicionam-se 10 mL de NaOH aquoso concentrado.
Assinale a alternativa que apresenta corretamente as variações de pH das soluções I e II, após a adição de NaOH(aq).

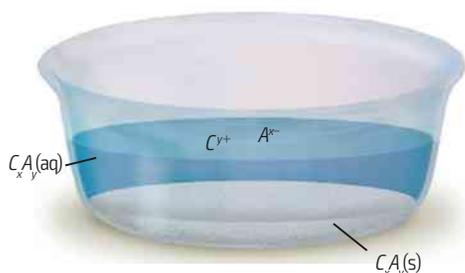
a) O pH de ambas irá diminuir e o pH de I será maior do que o de II.

b) O pH de ambas irá aumentar e o pH de I será igual ao de II.

c) O pH de ambas irá diminuir e o pH de I será igual ao de II.

X d) O pH de ambas irá aumentar e o pH de I será menor do que o de II.

7 Produto de solubilidade

- O que são cálculos renais? Como eles se formam?
- É verdade que o consumo frequente de refrigerantes aumenta o risco de osteoporose (enfraquecimento dos ossos)?
- Por que a suspensão de sulfato de bário pode ser ingerida (como contraste de radiografia do intestino) e a ingestão de carbonato de bário pode ser fatal?

Representação esquemática de uma solução aquosa saturada do eletrólito genérico C_xA_y.

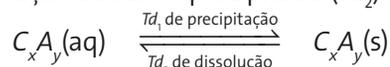
As respostas para essas perguntas podem ser encontradas no estudo do produto de solubilidade das substâncias. Vamos ver do que se trata?

Observe a figura ao lado de uma solução aquosa saturada, com presença de corpo de fundo, de um eletrólito (sal, ácido, base) genérico, C_xA_y, pouco solúvel em água.

Entre o sal dissociado na solução C_xA_y(aq) e o sal sólido, presente no corpo de fundo, C_xA_y(s), estabelecem-se um equilíbrio de dissolução e um equilíbrio de ionização. Veremos a seguir como isso ocorre.

Equilíbrios de dissolução

Uma vez estabelecido um equilíbrio de dissolução entre o sal dissociado na solução C_xA_y(aq) e o sal sólido, presente no corpo de fundo, C_xA_y(s), a taxa de desenvolvimento de precipitação do sal em solução (Td_1) é igual à taxa de desenvolvimento de dissolução do sal no precipitado (Td_2).

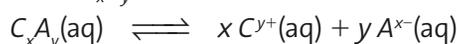
$$C_xA_y(aq) \underset{Td_2 \text{ de dissolução}}{\overset{Td_1 \text{ de precipitação}}{\rightleftharpoons}} C_xA_y(s)$$

Como estamos trabalhando com o conceito de atividade (veja página 183), e a atividade de um sólido é igual à unidade: $a_{sólido} = 1$, seu valor não interfere no valor da constante de equilíbrio K_C.

Desse modo, temos: $K_C = \dfrac{1}{[C_xA_y(aq)]}$

Como o valor de K_C é constante a cada temperatura, concluímos que a quantidade de sal C_xA_y(aq) em solução também será constante a dada temperatura.

Equilíbrios de ionização

Para o sal em solução C_xA_y(aq), há ainda a formação de um 2º equilíbrio:

$$C_xA_y(aq) \rightleftharpoons x\,C^{y+}(aq) + y\,A^{x-}(aq)$$

Expressando K_C para esse 2º equilíbrio, temos: $K_C = \dfrac{[C^{y+}]^x \cdot [A^{x-}]^y}{[C_xA_y(aq)]}$

Como $[C_xA_y(aq)]$ em solução é constante a dada temperatura, incluímos esse valor no de K_C.

$$K_C \cdot [C_xA_y(aq)] = [C^{y+}]^x \cdot [A^{x-}]^y$$

Se chamarmos $K_C \cdot [C_xA_y(aq)] = K_{PS}$, em que K_{PS} é denominado constante do produto de solubilidade, teremos:

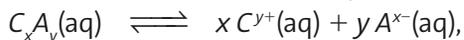
$$K_{PS} = [C^{y+}]^x \cdot [A^{x-}]^y \text{ (mol/L)}^{(x+y)}$$

sendo K_{PS} uma constante cujo valor é específico para cada solução e depende apenas da temperatura.

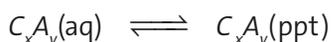
Observações:

1) Quanto menor o valor de K_{PS} de um eletrólito, menos solúvel será esse eletrólito, e vice-versa.

2) Se a solução do eletrólito C_xA_y estiver saturada sem corpo de fundo,

$$C_xA_y(aq) \rightleftharpoons x\,C^{y+}(aq) + y\,A^{x-}(aq),$$

a adição de íons C^{y+} ou A^{x-} vai deslocar o equilíbrio no sentido de diminuir a dissociação ou a ionização do eletrólito, de modo que a concentração de íons em solução permaneça constante.

Sendo assim, haverá formação de precipitado.

$$C_xA_y(aq) \rightleftharpoons C_xA_y(ppt)$$

3) Na presença de precipitado, a adição de íons $C^{y+}(aq)$ ou $A^{x-}(aq)$ desloca o equilíbrio no sentido de formação do eletrólito sólido, pois a concentração de íons em solução é constante a cada temperatura.

A adição de íons desloca o equilíbrio para a formação de precipitado.

Tudo o que foi deduzido a respeito do produto de solubilidade só é válido para soluções de eletrólitos pouco solúveis, em que a concentração de íons em solução é pequena e a interação entre eles, na solução, é desprezível.
Soluções de eletrólitos muito solúveis possuem alta concentração de íons em solução.
A interação entre esses íons não pode ser desprezada, e o produto de solubilidade previsto na teoria apresenta grande discrepância com os resultados experimentais.

4) Um aumento de eletrólito sólido não altera o equilíbrio de dissociação nem a concentração de íons em solução. Portanto, não altera o K_{PS}.

5) Podemos estabelecer para um eletrólito genérico C_xA_y:

- se $[C^{y+}]^x \cdot [A^{x-}]^y = K_{PS}$, a solução é saturada;
- se $[C^{y+}]^x \cdot [A^{x-}]^y < K_{PS}$, a solução é insaturada;
- se $[C^{y+}]^x \cdot [A^{x-}]^y > K_{PS}$, haverá precipitação do sal, até que o produto $[C^{y+}]^x \cdot [A^{x-}]^y$ se torne igual ao K_{PS}.

Constante do produto de solubilidade

Dado o coeficiente de solubilidade, S ou CS, de um eletrólito em mol/L, é possível encontrar o valor de seu K_{PS}.

Considere, por exemplo, a seguinte situação:

Um químico precisa calcular o K_{PS} do hidróxido de ferro III ou hidróxido férrico, $Fe(OH)_3$, em água, a 25 °C. Consultando uma tabela ele descobre que o coeficiente de solubilidade do $Fe(OH)_3$, em água, a 25 °C, é igual a $2{,}17 \cdot 10^{-10}$ mol/L.

Com essa informação ele faz o cálculo indicado a seguir.

Dissociação da base:

$$1\,Fe(OH)_3(s) \rightleftharpoons 1\,Fe^{3+}(aq) + 3\,OH^{1-}(aq)$$

1 mol de base ——— 1 mol ——— 3 mol

x mol ——— x mol ——— $3\,x$ mol

$2{,}17 \cdot 10^{-10}$ ——— $2{,}17 \cdot 10^{-10}$ ——— $3 \cdot 2{,}17 \cdot 10^{-10}$

$K_{PS} = [Fe^{3+}] \cdot [OH^{1-}]^3$

$K_{PS} = (2{,}17 \cdot 10^{-10}) \cdot (3 \cdot 2{,}17 \cdot 10^{-10})^3 \Rightarrow K_{PS} \simeq 6{,}0 \cdot 10^{-38}$

O K_{PS} do hidróxido de ferro III a 25 °C é igual a $6{,}0 \cdot 10^{-38}$ (mol/L)^4.

Cálculo do coeficiente de solubilidade

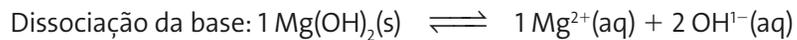
A partir do produto de solubilidade, K_{PS}, de um eletrólito, é possível encontrar o valor do coeficiente de solubilidade, *CS* ou *S*, desse eletrólito, em mol do eletrólito por litro de solução.

Considere, por exemplo, o hidróxido de magnésio, que pode ser preparado fazendo reagir sulfato de magnésio com solução de hidróxido de sódio. É popularmente conhecido como leite de magnésia por seu aspecto lácteo.

Qual a concentração, em mol/L, de uma solução saturada de hidróxido de magnésio a 25 °C, sabendo que o produto de solubilidade do $Mg(OH)_2$ é igual a $3{,}2 \cdot 10^{-11}$?

Como podemos proceder para calcular a concentração em mol/L da solução de $Mg(OH)_2$?

Observe:

Dissociação da base: $1\ Mg(OH)_2(s) \rightleftharpoons 1\ Mg^{2+}(aq) + 2\ OH^{1-}(aq)$

1 L:	x mol		
1 L:	0	x mol	$2 \cdot x$ mol

$[Mg^{2+}] \cdot [OH^{1-}]^2 = K_{PS}$

$x \cdot (2 \cdot x)^2 = 3{,}2 \cdot 10^{-11}$

$4 \cdot x^3 = 32 \cdot 10^{-12}$

$x^3 = 8 \cdot 10^{-12} \Rightarrow x = \sqrt[3]{8 \cdot 10^{-12}}$

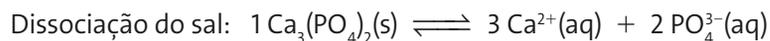
$x = 2 \cdot 10^{-4}$ mol/L

A concentração de uma solução saturada de hidróxido de magnésio é $2 \cdot 10^{-4}$ mol/L.

Considere agora o fosfato de cálcio, matéria-prima na fabricação de superfosfatos, como o mono-hidrogeno fosfato de cálcio, $CaHPO_4$, e o di-hidrogeno fosfato de cálcio, $Ca(H_2PO_4)_2$, que, por serem mais solúveis, são fertilizantes mais eficientes, que fornecem às plantas o fósforo necessário.

Na temperatura de 25 °C, o produto de solubilidade do fosfato de cálcio, $Ca_3(PO_4)_2$, é $1{,}3 \cdot 10^{-32}$. Como podemos proceder para calcular o coeficiente de solubilidade desse sal nessa temperatura?

Observe:

Dissociação do sal: $1\ Ca_3(PO_4)_2(s) \rightleftharpoons 3\ Ca^{2+}(aq) + 2\ PO_4^{3-}(aq)$

	1 mol de sal	3 mol	2 mol
1 L de solução:	x mol	$3\,x$ mol	$2\,x$ mol

$K_{PS} = [Ca^{2+}]^3 \cdot [PO_4^{3-}]^2 \Rightarrow K_{PS} = (3\,x)^3 \cdot (2\,x)^2 \Rightarrow$

$\Rightarrow K_{PS} = 27 \cdot x^3 \cdot 4 \cdot x^2 \Rightarrow K_{PS} = 108 \cdot x^5 \Rightarrow$

$$\Rightarrow x^5 = \frac{1{,}3 \cdot 10^{-32}}{108} \Rightarrow x = \sqrt[5]{\frac{1{,}3 \cdot 10^{-32}}{108}} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow x = \sqrt[5]{\frac{1300}{108}} \cdot (10^{-35})^{1/5} \Rightarrow x \simeq \sqrt[5]{12{,}0} \cdot 10^{-7} \Rightarrow$$

$\Rightarrow x \simeq 1{,}64 \cdot 10^{-7}$ mol/L

O *CS* do fosfato de cálcio em água, a 25 °C, é igual a aproximadamente $1{,}64 \cdot 10^{-7}$ mol/L.

RETOMANDO A NOTÍCIA

A reportagem da página 201 afirma que a acidificação do mar ameaça a vida de milhares de espécies calcificadoras e compromete o processo de sequestro de carbono promovido pelos organismos marinhos formadores de carapaças. Você sabe como ocorre o "sequestro" de carbono do oceano?

As atividades industriais e os veículos de transporte têm liberado nos últimos anos uma quantidade colossal de $CO_2(g)$ na atmosfera, gerando grande preocupação com um possível aquecimento global (efeito estufa).

A natureza possui diversos mecanismos para remover o excesso de carbono da atmosfera.

O mais conhecido é o realizado pelo reflorestamento. Na fase de crescimento, as árvores demandam uma quantidade muito grande de carbono para se desenvolver e acabam removendo o $CO_2(g)$ da atmosfera. Estima-se que cada hectare de floresta em desenvolvimento é capaz de absorver de 150 a 200 toneladas de carbono. Mas, ao contrário, o que estamos fazendo é desmatar áreas verdes cada vez maiores, permitindo que o acúmulo de $CO_2(g)$ na atmosfera continue crescendo.

Os oceanos também oferecem mecanismos para remover ou "sequestrar" o carbono da atmosfera que vão além da fotossíntese realizada pelo fitoplancton. Verificou-se, por exemplo, que, quando a pressão parcial do gás carbônico na atmosfera aumenta, cresce, paralelamente, a solubilidade do $CO_2(g)$ nas águas dos oceanos.

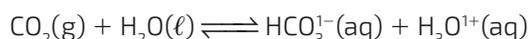
A solubilidade do $CO_2(g)$, porém, é maior em água fria do que em água quente e, por isso, está relacionada à corrente termossalina global (página 19, Volume 1). Ao atingir a temperatura de 4 ºC, na qual a densidade da água pura é igual a 1,0 g/mL (seu valor máximo), as águas superficiais atingem a capacidade máxima de absorção de $CO_2(g)$ da atmosfera e logo afundam por serem mais densas.

O plâncton e os outros organismos marinhos extraem o $CO_2(g)$ da água do oceano e o convertem em carbonato de cálcio, $CaCO_3(s)$, presente em seu esqueleto e carapaça.

Dessa forma, o $CO_2(s)$ atmosférico fica aprisionado no oceano.

Esse mecanismo, porém, está sendo prejudicado pelo aquecimento global, pois o aumento de temperatura diminui a solubilidade do $CO_2(g)$ na água.

A absorção de $CO_2(g)$ nas águas dos oceanos dá origem ao íon bicarbonato,

$$CO_2(g) + H_2O(\ell) \rightleftharpoons HCO_3^{1-}(aq) + H_3O^{1+}(aq)$$

o que eleva a concentração de íons hidrônio, $H_3O^{1+}(aq)$, no mar.

Esse fenômeno pode ser controlado de duas formas: ou pelo deslocamento do equilíbrio acima no sentido inverso, para que ocorra o consumo do íon hidrônio, $H_3O^{1+}(aq)$, em excesso (tamponamento, como vimos na página 227), ou pela mistura natural que ocorre entre as águas superficiais dos oceanos, contendo $CO_2(g)$ dissolvido, com as águas profundas, que contêm $CaCO_3(ppt)$ em excesso, por meio da seguinte reação:

$$H_3O^{1+}(aq) + CaCO_3(s) \rightleftharpoons HCO_3^{1-}(aq) + Ca^{2+}(aq) + H_2O(\ell)$$

O problema, nesse caso, é que a mistura completa das águas oceânicas ocorre a cada 1 000 anos aproximadamente, ou seja, tudo indica que estamos emitindo gás carbônico na natureza numa velocidade bem maior do que ela é capaz de absorver.

Willyam Bradberry/Shutterstock/Glow Images

O aquecimento global prejudica o sequestro de carbono pelos oceanos.

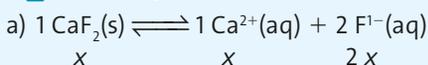
Exercício resolvido

7 (Unifesp) Em princípio, a fluorita, CaF_2, poderia ser usada na fluoretação da água, pois sua solução saturada apresenta uma concentração de íons fluoreto superior a 1 mg/L (1 ppm), que é a concentração recomendada na água de consumo. A fluorita não é usada para a fluoretação, pois a sua solubilização é lenta e difícil de ser conseguida. No entanto sua solubilidade aumenta quando se adicionam sais de alumínio à água.

a) Mostre que a concentração de F^{1-} numa solução saturada de CaF_2 é superior a 1 ppm.
Dados K_{PS} do CaF_2 a 25 °C = $3{,}2 \cdot 10^{-11}$.

b) Explique, usando apenas equações químicas representativas, por que a solubilidade aumenta com a adição de sais de alumínio, sabendo que o $A\ell^{3+}$ hidrolisa e que o HF é um ácido fraco.

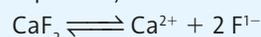
Resolução

a) $1\ CaF_2(s) \rightleftharpoons 1\ Ca^{2+}(aq) + 2\ F^{1-}(aq)$
$\quad x \qquad\qquad x \qquad\qquad 2x$

$K_{PS} = [Ca^{2+}] \cdot [F^{1-}]^2$
$3{,}2 \cdot 10^{-11} = x \cdot (2 \cdot x)^2$
$x = 2 \cdot 10^{-4}$ mol/L
$[F^{1-}] = 2 \cdot x$
$[F^{1-}] = 2 \cdot 2 \cdot 10^{-4} \Rightarrow [F^{1-}] = 4 \cdot 10^{-4}$ mol/L

1 mol ——— 19 g
$4 \cdot 10^{-4}$ mol ——— y

$$y = \frac{4 \cdot 10^{-4} \cdot 19}{1}$$

$y = 7{,}6 \cdot 10^{-3}$ g/L ou 7,6 ppm

b) Adicionando-se, por exemplo, $A\ell_2(SO_4)_3$ à solução de fluorita, ocorre a hidrólise dos íons $A\ell^{3+}$.
$2\,A\ell^{3+} + 3\,SO_4^{2-} + 6\,H_2O \rightleftharpoons 2\,A\ell(OH)_3 + 6\,H^{1+} + 3\,SO_4^{2-}$
A presença do H^{1+} desloca o equilíbrio
$CaF_2 \rightleftharpoons Ca^{2+} + 2\,F^{1-}$
no sentido dos produtos, porque consome o íon F^{1-} para formar HF, que é um ácido fraco. Portanto, temos um aumento da solubilidade do CaF_2.

Exercícios

30 (Vunesp-SP) A dose letal de íons $Ba^{2+}(aq)$ para o ser humano é de $2 \cdot 10^{-3}$ mol de íon Ba^{2+} por litro de sangue. Para se submeter a um exame de raios X, um paciente ingeriu 200 mL de uma suspensão de $BaSO_4(aq)$. Supondo-se que os íons $Ba^{2+}(aq)$ solubilizados na suspensão foram integralmente absorvidos pelo organismo e dissolvidos em 5 litros de sangue, discuta se essa dose coloca em risco a vida do paciente. Dado: K_{PS} do $BaSO_4(aq) = 1 \cdot 10^{-10}$.

31 A dispersão em água do hidróxido de magnésio, $Mg(OH)_2$(ppt), constitui um dos antiácidos mais populares, conhecido como leite de magnésia. Calcule a solubilidade do hidróxido de magnésio em água em mol/L.
Dados: K_{PS} do $Mg(OH)_2(aq) = 5{,}0 \cdot 10^{-12}$ e $\sqrt[3]{10^{-1}} = 0{,}464$.

32 (PUCC-SP) Não devem ser lançadas, em cursos de água naturais, soluções aquosas contendo altas concentrações de íons $Hg^{2+}(aq)$. Uma recomendação para "remover" tais íons, altamente poluidores e tóxicos, é precipitá-los sob forma de sulfeto de mercúrio (II), HgS. O produto de solubilidade desse sal em água é da ordem de 10^{-54}.
Sendo assim, a "remoção" é tal que, estatisticamente, para se dissolver um único íon Hg^{2+} contido no HgS, seria necessário um volume de água, em litros, da ordem de:
Dado: constante de Avogadro aproximada = 10^{24} mol^{-1}

a) dez mil.
X b) mil.
c) cem.
d) dez.
e) um.

33 (UFF-RJ) A barita (sulfato de bário) é um mineral comum. Sua constante de produto de solubilidade é $K_{PS} = 1{,}0 \cdot 10^{-10}$. A solubilidade em mol/L desse composto é:

a) 10^{-2}.
X b) 10^{-5}.
c) 10^{-8}.
d) 10^{-10}.
e) 10^{-20}.

34 (FEI-SP) Os sulfetos metálicos são encontrados em grande quantidade na natureza. Sabendo-se que a 25 °C o produto de solubilidade do sulfeto de zinco, ZnS, vale $1{,}3 \cdot 10^{-23}$, determine sua solubilidade, em mol/L, nessa temperatura.

X a) $3{,}6 \cdot 10^{-12}$
b) $3{,}6 \cdot 10^{-8}$
c) $3{,}49 \cdot 10^{2}$
d) $360 \cdot 10^{1}$
e) $3{,}49 \cdot 10^{5}$

35 (Vunesp-SP) Fosfato de cálcio, $Ca_3(PO_4)_2(s)$, é um dos principais constituintes dos cálculos renais ("pedras nos rins"). Esse composto precipita e se acumula nos rins. A concentração média de íons $Ca^{2+}(aq)$ excretados na urina é igual a $2 \cdot 10^{-3}$ mol/L. Calcule a concentração de íons $PO_4^{3-}(aq)$ que deve estar presente na urina, acima da qual começa a precipitar fosfato de cálcio.
$Ca_3(PO_4)_2(s)$: $K_{PS} = 1 \cdot 10^{-25}$ e $\sqrt{0{,}125} = 0{,}354$.

Compreendendo o Mundo

O tema central desta Unidade foram os corais. Vimos que a sobrevivência desse grupo de animais, que abriga uma variedade imensa de outros seres, depende da manutenção de um equilíbrio delicado entre temperatura, luminosidade e quantidade de nutrientes, equilíbrio cada vez mais raro nos dias de hoje.

Segundo a União Internacional para a Conservação da Natureza (IUCN, na sigla em inglês), a principal causa da degradação dos recifes de corais é a alteração no equilíbrio dos ambientes marinhos em razão da pesca excessiva, da poluição, da agricultura, da devastação de florestas litorâneas e das mudanças climáticas do planeta.

No Brasil, a situação é preocupante. No Nordeste brasileiro, por exemplo, praticamente não há mais recifes de corais por causa de um processo paulatino de destruição que começou no século XVIII, com a extração direta de blocos de recifes para a construção civil, depois para a fabricação de cal e atualmente com o aumento na poluição dos mares pelo despejo de esgoto, resíduos industriais e agrícolas causada por um crescimento da população nas áreas costeiras. Além disso, o desmatamento faz com que mais sedimentos sejam carregados pelos rios e levados aos mares, bloqueando a entrada da luz do Sol, o que dificulta a fotossíntese das algas que vivem em simbiose com os corais.

Outro fator que exige cuidados é a introdução de espécies exóticas trazidas na água de lastro, usada nos cascos dos navios para dar estabilidade. Não é difícil que essa água traga larvas de espécies estrangeiras que competem com as nativas, muitas vezes levando-as à extinção. Um exemplo é o coral sol, originário da Ásia, que tomou conta de 20 quilômetros do canal da Ilha Grande, no litoral fluminense, e agora chegou a Ilhabela, em São Paulo. Segundo especialistas, sua beleza esconde um predador perigoso capaz de eliminar todos os corais nativos.

A degradação dos recifes fez com que se iniciasse um trabalho de monitoramento da saúde dos corais em todos os oceanos. Por causa de sua sensibilidade a pequenas alterações, os corais são bons indicadores da qualidade e saúde do ambiente marinho.

O Projeto Coral Vivo pesquisa formas de recuperar populações de corais de áreas degradadas. Entre os estudos que realiza, destacam-se técnicas de fertilização *in vitro* e a produção de recrutas (filhotes de corais) em cativeiro.

Tendo em vista o desconhecimento sobre o assunto em recifes brasileiros, o Projeto Coral Vivo implantou experimentos para acompanhar taxas de crescimento e sobrevivência de recrutas no mar, que foram comparadas com as observadas em cativeiro.

Apesar dos avanços nas pesquisas, a taxa de deposição de carbonato de cálcio nos recifes de coral é de cerca de 10 kg/m^2/ano, o que significa que os corais crescem em média de 3 mm a 8 mm por ano, ou seja, a velocidade de recuperação nunca vai atingir a de degradação se não tomarmos alguma providência urgente para frear a poluição que estamos causando e para preservar os recifes de corais saudáveis que ainda temos, como os do sul da Bahia.

Na próxima Unidade, vamos estudar os problemas relacionados a um tipo específico de lixo, o lixo eletrônico, que muitas vezes também atinge o meio hídrico, pois, como já dissemos antes, a água é um solvente universal, e todo poluente — sólido, líquido ou gasoso — acaba cedo ou tarde disperso nesse meio.

Maurício Simonetti/Pulsar Imagens

Piscinas naturais formadas nos recifes durante a maré baixa. Alagoas, 2015.

UNIDADE 5

Lixo eletrônico

O lixo eletrônico está se tornando um dos problemas ambientais e sociais mais graves da atualidade. Por trás dos aparelhos de alta tecnologia, como celulares, computadores, *tablets* e máquinas fotográficas, que divertem e facilitam a vida de uma pequena parte da população mundial, há o custo voraz da degradação do meio ambiente, da água, do solo, do ar, além da perda de saúde de uma grande parte da população, justamente aquela que, por ironia, não tem acesso a esses aparelhos.

Tomar consciência do problema, discutir alternativas de descarte e reciclagem e, principalmente, frear a febre consumista que acompanha o ciclo intermitente de aquisição e descarte desses produtos pode ser o primeiro passo para chegar a uma solução definitiva para o problema.

CAPÍTULO 10

Pilhas e baterias

FOI NOTÍCIA!

Gerenciamento de lixo eletrônico no Brasil

"O Brasil está entre os maiores produtores de lixo eletrônico no mundo, com mais de 1,4 milhão de tonelada produzido anualmente [reportagem de 20 jul. 2015]. [...]

A indústria de eletrônicos no Brasil está crescendo exponencialmente a cada ano, desenvolvendo atualizações para seus produtos em um período tão curto quanto 6 meses. Desta forma, o país já está entre os maiores produtores de lixo eletrônico, ou *e-waste*, no mundo, totalizando 1,4 milhão de tonelada por ano, ou aproximadamente 7 kg por habitante. De acordo com a ONU, o Brasil é o país no mundo que mais descarta equipamentos ultrapassados na natureza.

Os equipamentos eletrônicos geralmente trazem em seus componentes uma grande quantidade de materiais perigosos, podendo causar sério impacto no meio ambiente quando descartados incorretamente. Pesquisas recentes mostram que o impacto não é apenas ambiental, mas também econômico, uma vez que a maioria destes materiais podem ser reciclados e retornados ao processo de fabricação, economizando energia elétrica e recursos naturais. [...]

Políticas públicas recentes têm incentivado investimentos no mercado de reciclagem de eletrônicos. Entretanto, custos adicionais diminuem o interesse das empresas em reciclar o *e-waste*, já que os produtos já recebem uma alta carga tributária.

A situação do lixo eletrônico no Brasil

Por ainda serem recentes, as políticas para o tratamento de lixo no Brasil ainda não estão totalmente difundidas entre a maioria da população. Apenas 13% do lixo eletrônico produzido no país é tratado corretamente. De acordo com dados do Ministério do Meio Ambiente, 500 milhões de equipamentos permanecem sem uso nas residências.

O Brasil ainda não possui estudos específicos que forneçam dados precisos sobre o descarte de lixo eletrônico e seu tratamento. O mesmo se aplica aos regulamentos, que são ainda os mesmos utilizados para outros tipos de lixo. [...]

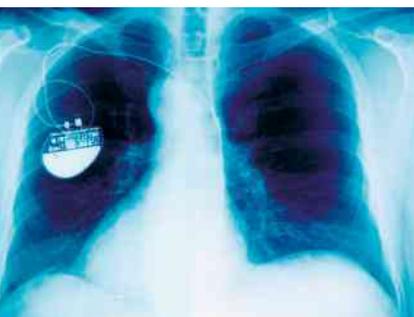
A PNRS [Política Nacional de Resíduos Sólidos] estabelece que toda instituição e organização são responsáveis por separar e descartar corretamente os resíduos que produzem, o que inclui a indústria, o comércio, os municípios e consumidores. Seguindo essa premissa, as empresas estão investindo em operações de logística reversa a fim de coletar seus produtos no fim do ciclo de vida. Os consumidores devem participar desse processo, separando os resíduos adequadamente e levando para postos de entrega autorizados. [...]"

Disponível em: <https://techinbrazil.com.br/gerenciamento-de-lixo-eletronico-no-brasil>. Acesso em: 17 nov. 2015.

Luciana Whitaker/Pulsar Imagens

Reciclar lixo eletrônico pode ser lucrativo?

Você leu uma matéria que discute o problema do descarte acelerado de equipamentos eletrônicos que ficam obsoletos cada vez mais rapidamente, gerando um volume colossal de lixo potencialmente perigoso. Você sabe como é feita a reciclagem responsável do lixo eletrônico?

1 Oxidação e redução

Charles O'Rear/Corbis/Latinstock

Marca-passo: pilhas que salvam vidas.

A Eletroquímica é o ramo da Química que estuda a aplicação do fenômeno de transferência de elétrons (que estudamos no Volume 1), com o objetivo de converter energia química em energia elétrica e vice-versa.

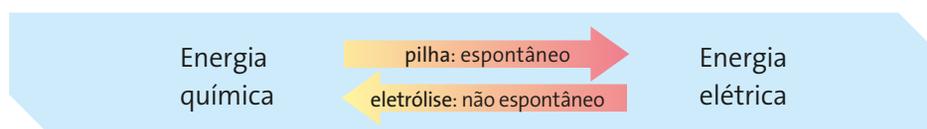
- **Conversão de energia química em energia elétrica**
  Trata-se de um **processo espontâneo**, denominado pilha ou célula galvânica, utilizado em diversos tipos de **pilhas e baterias** (acumuladores) para as mais diferentes finalidades.

- **Conversão de energia elétrica em energia química**
  Trata-se de um processo **não espontâneo**, denominado eletrólise. Esse processo é utilizado na fabricação de diversas substâncias que constituem matérias-primas fundamentais para a indústria, como alumínio, cloro, hidróxido de sódio. Também é utilizado na purificação do cobre destinado à fabricação de fios elétricos e no revestimento metálico de peças (eletrodeposição). Para ocorrer, requer fornecimento de energia do sistema.

Ryan McVay/Getty Images

Dados divulgados pela Anatel revelam que, no Brasil, existem 139 linhas de celulares habilitadas para cada grupo de 100 pessoas. [...] No Distrito Federal, há 218 linhas de telefone móvel para cada 100 habitantes.

Disponível em: <www.conexaominicom.mc.gov.br/audio/1899-brasil-tem-139-linhas-de-celulares-para-cada-100-pessoas>. Acesso em: 17 nov. 2015.

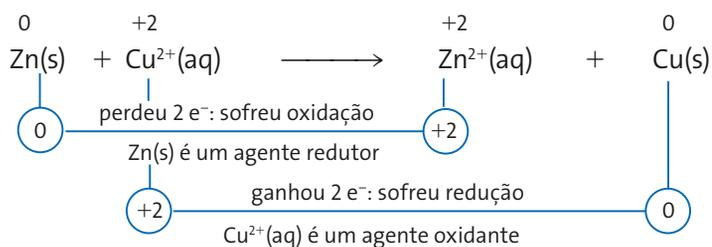
Dividiremos o nosso estudo de Eletroquímica em duas partes, cada uma correspondendo a um desses processos.

Antes de começar, vamos rever os principais conceitos envolvidos no fenômeno de transferência de elétrons.

Toda reação de oxirredução está relacionada a uma transferência de elétrons entre os átomos e/ou íons das substâncias reagentes.

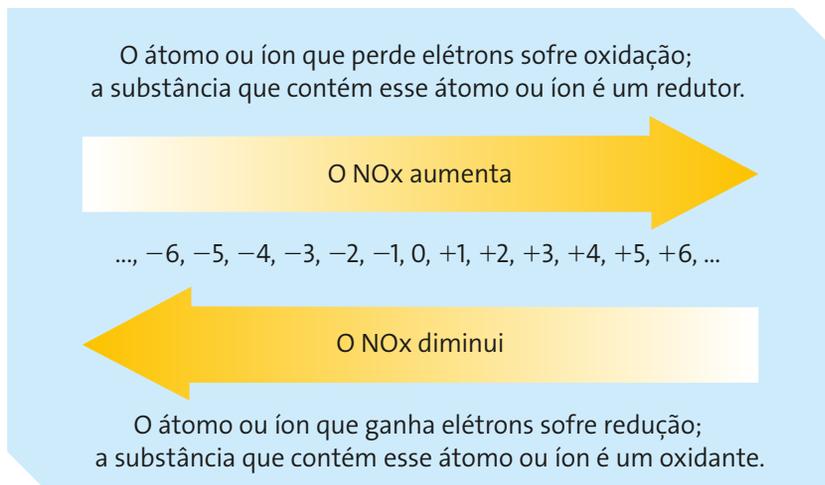
Considere o seguinte exemplo: reação entre zinco metálico e solução aquosa com cátion cobre II.

$$\overset{0}{Zn(s)} + \overset{+2}{Cu^{2+}(aq)} \longrightarrow \overset{+2}{Zn^{2+}(aq)} + \overset{0}{Cu(s)}$$

0 → +2: perdeu 2 e^-: sofreu oxidação
Zn(s) é um agente redutor

+2 → 0: ganhou 2 e^-: sofreu redução
Cu^{2+}(aq) é um agente oxidante

Os termos que usamos para denominar os átomos ou íons que participam diretamente de um processo de oxirredução são:

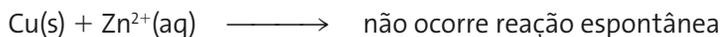
- Átomo ou íon que **doa elétrons**, portanto **sofre oxidação**: é denominado **redutor** (ou agente redutor) porque provoca o ganho de elétrons (redução) de outro átomo ou íon.
- Átomo ou íon que **recebe elétrons**, portanto **sofre redução**: é denominado **oxidante** (ou agente oxidante) porque provoca a perda de elétrons (oxidação) de outro átomo ou íon.

Em qualquer reação balanceada de oxirredução o número de elétrons ganhos pelo oxidante é igual ao número de elétrons perdidos pelo redutor. Esquematizando:

Ordem de reatividade dos metais

Em geral os metais são elementos que possuem alta eletropositividade e na presença de ametais apresentam forte tendência a doar elétrons, formando cátions. Eles sofrem oxidação, são agentes redutores.

Um metal é mais reativo que outro quando apresenta maior tendência a doar elétrons, ou seja, maior eletropositividade.

Se colocarmos em contato um metal *X*, mais reativo, na forma de substância simples (NOx de $X = 0$), com outro metal *Y*, menos reativo, na forma de cátion (NOx de $Y > 0$), constituindo uma substância iônica, vai ocorrer uma transferência espontânea de elétrons do metal *X* para o cátion do metal *Y*. É exatamente o que ocorre na reação entre o átomo de Zn(s) e o cátion Cu^{2+}(aq) no exemplo da página anterior. O inverso, ou seja, a transferência de elétrons de um átomo de metal menos reativo para o cátion de um metal mais reativo, não é espontânea.

$$Cu(s) + Zn^{2+}(aq) \longrightarrow \text{não ocorre reação espontânea}$$

Isso significa que, se quisermos realizar a reação acima, teremos de fornecer energia ao sistema.

O quadro ao lado fornece a ordem de reatividade dos metais e os respectivos cátions que esses metais formam ao doar elétrons.

O hidrogênio, apesar de não ser metal, aparece na escala de reatividade porque pode formar o cátion hidrônio, H_3O^{1+}, e esse cátion, por sua vez, pode receber elétrons, formando gás hidrogênio e água:

$$2\,H_3O^{1+}(aq) + 2\,e^- \longrightarrow H_2(g) + 2\,H_2O(\ell)$$

Reatividade dos metais

(Diminui a eletropositividade e a reatividade; Diminui a capacidade de perder elétrons e formar cátions)

	Metal	Cátion
Metais não nobres	Li	Li^{1+}
	Rb	Rb^{1+}
	K	K^{1+}
	Cs	Cs^{1+}
	Ba	Ba^{2+}
	Sr	Sr^{2+}
	Ca	Ca^{2+}
	Na	Na^{1+}
	Mg	Mg^{2+}
	$A\ell$	$A\ell^{3+}$
	Zn	Zn^{2+}
	Cr	Cr^{3+}
	Fe	Fe^{2+}
	Cd	Cd^{2+}
	Co	Co^{2+}
	Ni	Ni^{2+}
	Sn	Sn^{2+}
	Pb	Pb^{2+}
	Fe	Fe^{3+}
$H_2 + 2\,H_2O \rightarrow 2\,H_3O^{1+} + 2\,e^-$		
Metais nobres	Cu	Cu^{2+}
	2 Hg	Hg_2^{2+}
	Ag	Ag^{1+}
	Pd	Pd^{2+}
	Hg	Hg^{2+}
	Pt	Pt^{2+}
	Au	Au^{1+}

Experimento

Pilhas caseiras

Há vários tipos de pilhas que podemos construir em casa para observar o fenômeno da transferência de elétrons. Vamos ver agora como montar duas delas.

Parte 1: Pilha de limão

Material necessário

- 1 voltímetro, encontrado em loja de material eletrônico, capaz de ler baixas voltagens (≃ 1 volt) e baixas correntes (≃ 5 a 10 miliampères)
- 1 limão grande
- 1 placa de cobre (1 cm × 5 cm) ou uma moeda de cobre
- 1 pequena placa de zinco (1 cm × 5 cm) ou 1 prego de zinco (usado para pregar telhas)
- 2 fios elétricos de ≃ 30 cm cada um, com garras jacaré nas extremidades (foto abaixo)

Como fazer

SPL/Latinstock

Faça dois pequenos cortes na casca do limão, próximos às extremidades da fruta.

Com a ajuda de uma palha de aço, limpe bem os metais que vai utilizar (placas, moeda, prego) para remover qualquer ponto de oxidação ou impureza depositada em sua superfície.

Espete a placa ou moeda de cobre em uma das extremidades e a placa ou prego de zinco na outra. Tome cuidado para que os metais não se toquem no interior do limão e também para que não toquem na outra extremidade da casca (os metais devem estar imersos na solução de ácido cítrico – suco do limão).

Conecte o fio vermelho ligado ao voltímetro à placa ou moeda de cobre utilizando a garra jacaré e conecte o fio preto ligado ao voltímetro à placa ou ao prego de zinco.

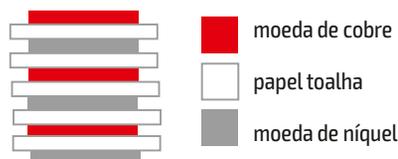
O que você observa na tela do voltímetro?

Parte 2: Pilha voltaica

Material necessário

- papel toalha
- solução saturada de água e sal de cozinha
- 3 moedas de cobre
- 3 moedas de níquel

Como fazer

Ensope o papel toalha na solução saturada de água e sal. Faça então uma pilha alternando uma moeda de cobre, um pedaço de papel toalha molhado na solução, uma moeda de níquel, um pedaço de papel toalha molhado na solução, até terminarem as moedas (consiga pelo menos três moedas de cada metal). Encoste o fio vermelho ligado ao voltímetro na moeda de cobre de uma das extremidades e o fio preto ligado ao voltímetro na moeda de níquel da outra extremidade.

O que você observa na tela do voltímetro?

Investigue

1. Que outros materiais você pode utilizar para substituir o limão no experimento? Faça algumas tentativas com batata crua, banana, maçã, laranja e caqui. A voltagem se modifica conforme o material usado? Por quê?
2. Por que o fio vermelho ligado ao voltímetro foi conectado à placa ou moeda de cobre e o fio preto foi conectado à placa ou prego de zinco? O que ocorreria se invertêssemos a posição dos fios?
3. Tente utilizar outros tipos de material, como moedas de prata, papel-alumínio ou plaquinhas de aço, para montar a pilha voltaica, sempre alternando metais diferentes com pedaços de papel toalha. O que ocorre na leitura do voltímetro em cada caso? Por quê?

2 A pilha de Daniell

- Por que os elétrons migram de um metal para o outro?
- Como descobrir ou comprovar que os elétrons estão se deslocando?

Em 1836, o químico e meteorologista inglês John Frederic Daniell (1790-1845) construiu uma pilha diferente, substituindo as soluções ácidas utilizadas por Alessandro Volta (que produziam gases tóxicos) por soluções de sais, tornando as experiências com pilha menos arriscadas.

A pilha de Daniell funcionava com dois eletrodos interligados. Cada eletrodo era um sistema constituído por um metal imerso em uma solução aquosa de um sal formado pelos cátions desse metal. Em um sistema desse tipo, é estabelecido um equilíbrio dinâmico entre o elemento metálico e seu respectivo cátion.

Observe os exemplos a seguir.

A palavra **eletrodo** significa 'caminho para a eletricidade'. A eletricidade "caminha" do eletrodo ou polo negativo da pilha onde ocorre oxidação para o eletrodo ou polo positivo onde ocorre redução.

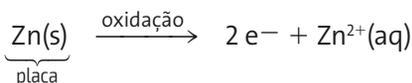
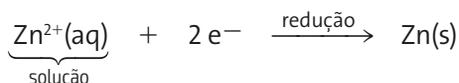
Solução eletrolítica é uma solução que apresenta íons dissolvidos e por isso é capaz de conduzir corrente elétrica.

As ilustrações estão fora de escala. Cores fantasia.

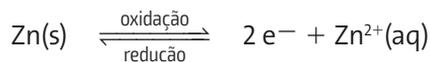
1) Eletrodo de zinco

O eletrodo de zinco é um sistema constituído por uma placa de zinco metálico imersa em uma solução eletrolítica que contém cátions zinco, $Zn^{2+}(aq)$, obtida pela dissolução de um sal solúvel, como o sulfato de zinco, $ZnSO_4(s)$, em água. Nesse eletrodo ocorrem os seguintes fenômenos:

- o zinco metálico da placa, Zn(s), doa 2 elétrons para o cátion zinco da solução, Zn^{2+}, e se transforma em $Zn^{2+}(aq)$.

$$\underbrace{Zn(s)}_{\text{placa}} \xrightarrow{\text{oxidação}} 2\,e^- + Zn^{2+}(aq)$$

- o cátion zinco na solução, $Zn^{2+}(aq)$, recebe os 2 elétrons doados pelo zinco metálico e se transforma em Zn(s).

$$\underbrace{Zn^{2+}(aq)}_{\text{solução}} + 2\,e^- \xrightarrow{\text{redução}} Zn(s)$$

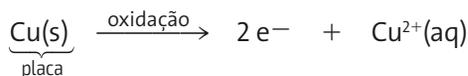
Como se trata de um processo contínuo e ininterrupto, escrevemos a equação global simbolizada pelo equilíbrio dinâmico:

$$Zn(s) \underset{\text{redução}}{\overset{\text{oxidação}}{\rightleftharpoons}} 2\,e^- + Zn^{2+}(aq)$$

Eletrodo de zinco

2) Eletrodo de cobre

Considere agora um eletrodo de cobre, análogo ao de zinco, ou seja, constituído por uma placa de cobre metálico imersa em uma solução aquosa de sulfato de cobre, $CuSO_4(aq)$, e que, portanto, contém cátions cobre, $Cu^{2+}(aq)$. Nesse eletrodo ocorrem os seguintes fenômenos:

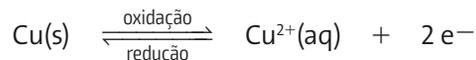
- o cobre metálico da placa, Cu(s), doa 2 elétrons para o cátion cobre da solução, Cu^{2+}, e se transforma em $Cu^{2+}(aq)$.

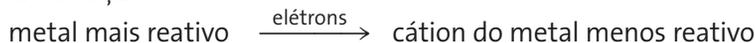
$$\underbrace{Cu(s)}_{\text{placa}} \xrightarrow{\text{oxidação}} 2\,e^- + Cu^{2+}(aq)$$

- o cátion cobre na solução, $Cu^{2+}(aq)$, recebe os 2 elétrons doados pelo cobre metálico e se transforma em Cu(s).

$$\underbrace{Cu^{2+}(aq)}_{\text{solução}} + 2\,e^- \xrightarrow{\text{redução}} Cu(s)$$

Eletrodo de cobre

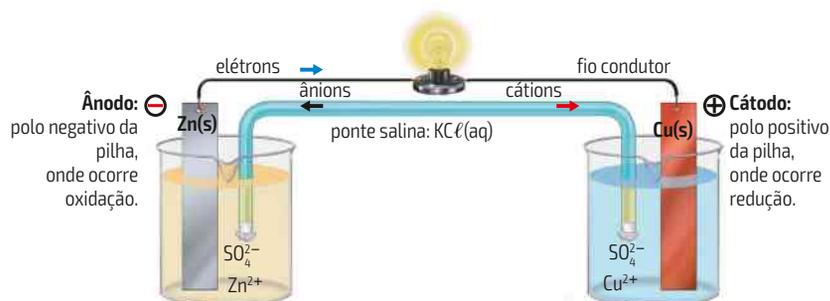
Como se trata de um processo contínuo e ininterrupto, escrevemos a equação global simbolizada pelo equilíbrio dinâmico:

$$Cu(s) \underset{\text{redução}}{\overset{\text{oxidação}}{\rightleftharpoons}} Cu^{2+}(aq) + 2\,e^-$$

Daniell percebeu que, se fizesse uma interligação entre dois eletrodos desse tipo, feitos de metais diferentes, o metal mais reativo transferiria seus elétrons para o cátion do metal menos reativo em vez de transferi-los para os próprios cátions em solução.

$$\text{metal mais reativo} \xrightarrow{\text{elétrons}} \text{cátion do metal menos reativo}$$

Como o zinco é mais reativo que o cobre, se os eletrodos de zinco e de cobre forem interligados através de um fio condutor, o zinco metálico vai transferir seus elétrons para o cátion cobre, $Cu^{2+}(aq)$, em vez de transferi-los para o cátion zinco, $Zn^{2+}(aq)$.

Cria-se uma passagem de corrente elétrica pelo fio condutor. Para constatar a ocorrência desse fenômeno, basta adaptar um aparelho (como uma lâmpada) adequado ao fio condutor no caminho da passagem de elétrons.

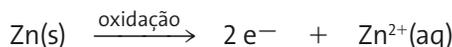
Eletrodos da pilha: ânodo e cátodo

Observe abaixo o esquema de uma pilha feita interligando-se dois eletrodos, um de zinco e um de cobre.

Veja a seguir, com mais detalhes, os fenômenos que ocorrem em cada parte da pilha.

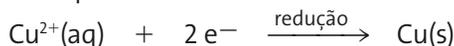
Ânodo ou polo negativo da pilha

É o eletrodo de onde saem os elétrons, no qual ocorre **oxidação**. No esquema, o zinco metálico da placa doa 2 elétrons, que seguem pelo fio condutor em direção ao eletrodo de cobre. O Zn(s) se transforma em cátion zinco, $Zn^{2+}(aq)$, que passa a fazer parte da solução.

$$Zn(s) \xrightarrow{\text{oxidação}} 2\,e^- + Zn^{2+}(aq)$$

Observe que os fenômenos que ocorrem em uma pilha de Daniell se desenvolvem de forma microscópica; logo, a maioria deles não é perceptível a olho nu em um pequeno intervalo de tempo.

Cátodo ou polo positivo da pilha

É o eletrodo para onde vão os elétrons, no qual ocorre **redução**. No esquema, o cátion cobre, $Cu^{2+}(aq)$, que estava em solução, recebe os 2 elétrons doados pelo zinco que vieram pelo fio condutor até a placa de cobre e se transforma em Cu(s), que passa a fazer parte da placa.

$$Cu^{2+}(aq) + 2\,e^- \xrightarrow{\text{redução}} Cu(s)$$

Reação global da pilha

A reação global da pilha é a soma das reações parciais que ocorrem nos eletrodos:

$$Zn(s) \longrightarrow \cancel{2\,e^-} + Zn^{2+}(aq)$$
$$Cu^{2+}(aq) + \cancel{2\,e^-} \longrightarrow Cu(s)$$

reação global de oxirredução: $Zn(s) + Cu^{2+}(aq) \longrightarrow Zn^{2+}(aq) + Cu(s)$

Ponte salina

Por causa dos fenômenos descritos na pilha de Daniell, temos:

- no **ânodo**: a placa de zinco diminui de massa ao mesmo tempo que a concentração de cátions zinco em solução aumenta;
- no **cátodo**: a placa de cobre aumenta de massa ao mesmo tempo que a concentração de cátions cobre em solução diminui.

As soluções de ambos os eletrodos perderiam a neutralidade elétrica e interromperiam precocemente o funcionamento da pilha se não fosse adaptada ao sistema uma ponte salina.

A ponte salina pode ser constituída, por exemplo, de um tubo de vidro em U contendo uma solução aquosa concentrada de um sal bastante solúvel, geralmente cloreto de potássio, $KC\ell(aq)$, ou nitrato de amônio, $NH_4NO_3(aq)$. As extremidades do tubo são fechadas com um material poroso, como algodão ou ágar-ágar, por exemplo.

A função da ponte salina é permitir a migração de íons de uma solução para a outra, de modo que o número de íons positivos e negativos na solução de cada eletrodo permaneça em equilíbrio.

Na pilha de zinco e cobre, com $KC\ell(aq)$ na ponte salina, temos:

- migração de íons negativos, $C\ell^{1-}(aq)$, para o eletrodo de zinco, por causa do aumento de íons $Zn^{2+}(aq)$ em solução;
- migração de íons positivos, $K^{1+}(aq)$, para o eletrodo de cobre, por causa da diminuição de íons $Cu^{2+}(aq)$ em solução.

A pilha terá, então, seu funcionamento prolongado por mais tempo.

Studio Adna/StockFood/Latinstock

O ágar-ágar é uma substância gelatinosa extraída de algas vermelhas. Pode ser utilizado no preparo de alimentos e em laboratórios bacteriológicos como meio de cultura.

Notação química

A notação química da pilha de Daniell e dos demais tipos de pilha é feita, por definição, pela representação:

substância metálica que sofre oxidação / cátion que se forma // cátion que sofre redução / substância metálica que se forma

Portanto, a notação química da pilha formada pela interligação entre eletrodos de zinco e de cobre será:

$$Zn / Zn^{2+} // Cu^{2+} / Cu$$

As pilhas feitas em solução aquosa só apresentam aplicação para pesquisa, como para determinar a espontaneidade de uma reação de oxirredução, para determinar o pH de uma solução ou para determinar o K_{PS} de uma substância. Essas pilhas, porém, não podem ser usadas no dia a dia, pois não apresentam praticidade de uso nem podem fornecer uma corrente elétrica satisfatória por um tempo prolongado.

Circuito externo

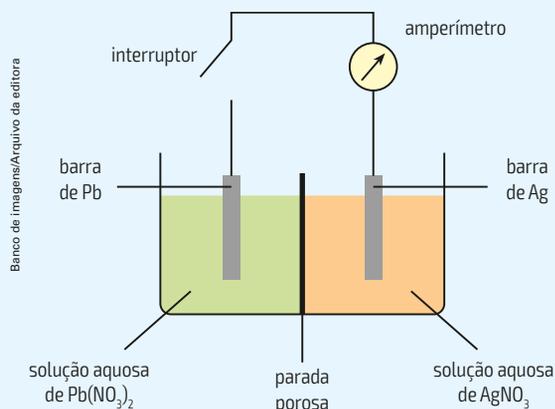
Por convenção, denominamos o fio condutor por onde "caminham" os elétrons de circuito externo.

No circuito externo, os elétrons partem do ânodo em direção ao cátodo.

Analogamente denominamos a ponte salina da pilha por onde "caminham" os íons de circuito interno, no caso, $K^{1+}(aq)$ e $C\ell^{1-}(aq)$.

Dessa forma, os sinais dos polos dos circuitos externo e interno da pilha são os mesmos.

Exercício resolvido

1 (UFU-MG) Quando a pilha mostrada a seguir está em funcionamento, a barra de chumbo vai se desgastando e a de prata vai ficando mais espessa.

No início do experimento, as duas barras apresentavam as mesmas dimensões. Para essa pilha, determine:

a) as equações das semirreações de oxidação e de redução;
b) a equação química da reação global;
c) o sentido de movimento dos elétrons na parte externa do circuito e o sentido de movimento dos íons na parede porosa.

Resolução

a) Oxidação (ânodo):
$1\ Pb(s) \rightarrow 1\ Pb^{2+}(aq) + 2\ e^-$
Redução (cátodo):
$2\ Ag^{1+}(aq) + 2\ e^- \rightarrow 2\ Ag(s)$

b) $1\ Pb(s) + 2\ Ag^{1+}(aq) \rightarrow 1\ Pb^{2+}(aq) + 2\ Ag(s)$

c) Os elétrons movimentam-se do ânodo (eletrodo de chumbo) para o cátodo (eletrodo de prata). Os cátions dirigem-se do ânodo para o cátodo, e os ânions dirigem-se do cátodo para o ânodo.

Exercícios

1 (Fuvest-SP) Objetos de prata escurecidos (devido principalmente à formação de Ag_2S) podem ser limpos eletroquimicamente, sem perda da prata, mergulhando-os em um recipiente de alumínio contendo solução quente de bicarbonato de sódio. Nesse processo, a prata em contato com o Ag_2S atua como cátodo e o alumínio como ânodo de uma pilha. A semirreação que ocorre no cátodo pode ser representada por:

a) $Ag_2S \longrightarrow 2\ Ag^{1+} + S^{2-}$.
x b) $Ag_2S + 2\ e^- \longrightarrow 2\ Ag + S^{2-}$.
c) $Ag_2S \longrightarrow 2\ Ag + S$.
d) $Ag_2S + 2\ e^- \longrightarrow 2\ Ag + S$.
e) $Ag_2S \longrightarrow 2\ Ag + S^{2-} + 2\ e^-$.

2 (Vunesp-SP) Mergulha-se uma placa limpa de zinco em solução azul de sulfato de cobre. Observa-se que a placa fica recoberta por um depósito escuro e que, passado algum tempo, a solução se torna mais clara. Removido o depósito, constata-se que a placa está corroída. Explique o que ocorreu:

a) na placa de zinco.
b) na solução.

3 (UFMG) Um fio de ferro e um fio de prata foram imersos em um mesmo recipiente contendo uma solução de sulfato de cobre II, de cor azul. Após algum tempo, observou-se que o fio de ferro ficou coberto por uma camada de cobre metálico, o de prata permaneceu inalterado, e a solução adquiriu uma coloração amarelada.

Com relação a essas observações, é correto afirmar que:

x a) a oxidação do ferro metálico é mais fácil que a do cobre metálico.
b) a solução ficou amarelada devido à presença de íon Cu^{2+}.
c) a substituição do sulfato de cobre II pelo cloreto de cobre II não levaria às mesmas observações.
d) o cobre metálico se depositou sobre o ferro por este ser menos reativo que a prata.

4 (Fuvest-SP) O cientista e escritor Oliver Sacks, em seu livro *Tio Tungstênio*, nos conta a seguinte passagem de sua infância: “Ler sobre [Humphry] Davy e seus experimentos estimulou-me a fazer diversos outros experimentos eletroquímicos... Devolvi o brilho às colheres de prata de minha mãe colocando-as em um prato de alumínio com uma solução morna de bicarbonato de sódio [$NaHCO_3$]”.

Pode-se compreender o experimento descrito, sabendo-se que:

— objetos de prata, quando expostos ao ar, enegrecem devido à formação de Ag_2O e Ag_2S (compostos iônicos).

— as espécies químicas Na^{1+}, $A\ell^{3+}$ e Ag^{1+} têm, nessa ordem, tendência crescente para receber elétrons.

Assim, a reação de oxirredução, responsável pela devolução do brilho às colheres, pode ser representada por:

x a) $3\ Ag^{1+} + A\ell^0 \longrightarrow 3\ Ag^0 + A\ell^{3+}$.
b) $A\ell^{3+} + 3\ Ag^0 \longrightarrow A\ell^0 + 3\ Ag^{1+}$.
c) $Ag^0 + Na^{1+} \longrightarrow Ag^{1+} + Na^0$.
d) $A\ell^0 + 3\ Na^{1+} \longrightarrow A\ell^{3+} + 3\ Na^0$.
e) $3\ Na^0 + A\ell^{3+} \longrightarrow 3\ Na^{1+} + A\ell^0$.

3 Força eletromotriz

Se, em vez de adaptarmos uma lâmpada ao circuito externo de uma pilha de Daniell, adaptarmos um voltímetro, vamos medir indiretamente a intensidade de corrente elétrica produzida pela pilha ou a sua força eletromotriz, que pode ser expressa em termos de potencial de redução ou potencial de oxidação, em que, para o equilíbrio:

$$\text{metal} \rightleftharpoons \text{cátion} + \text{elétron}$$

- **O potencial-padrão de redução**, E_{red}, mede a capacidade de uma determinada espécie química receber elétrons, ou seja, sofrer redução.
  Quanto maior o valor de E_{red}, maior a capacidade que a espécie química (geralmente um cátion ou um ametal) possui de receber elétrons.

  espécie química com alto E_{red} (cátion ou ametal) $\longrightarrow$ facilidade para ganhar elétrons sofre redução

  Ao contrário, quanto menor o valor de E_{red}, menor a capacidade que a espécie química (geralmente um metal) possui em ganhar elétrons.

  espécie química com baixo E_{red} (metal) $\longrightarrow$ dificuldade para ganhar elétrons sofre redução

- **O potencial-padrão de oxidação**, E_{oxi}, mede a capacidade de uma determinada espécie química doar elétrons, ou seja, sofrer oxidação.
  Quanto maior o valor de E_{oxi}, maior a capacidade que a espécie química (geralmente um metal) possui de doar elétrons.

  espécie química com alto E_{oxi} (metal) $\longrightarrow$ facilidade para doar elétrons sofre redução

  Ao contrário, quanto menor o valor de E_{oxi}, menor a capacidade que a espécie química (geralmente um cátion ou um ametal) possui em doar elétrons.

  espécie química com baixo E_{oxi} (cátion ou ametal) $\longrightarrow$ dificuldade para doar elétrons sofre redução

O potencial-padrão de redução, E_{red}, do metal é numericamente igual ao potencial de oxidação, E_{red}, do respectivo cátion, só que com o sinal trocado.

Utilizando os valores dos potenciais-padrão de redução ou de oxidação das diferentes espécies químicas envolvidas na formação de uma pilha, podemos calcular a diferença de potencial, *ddp*, da pilha.

Quanto maior a diferença de potencial (*ddp*) dos eletrodos de uma pilha, maior será a intensidade de corrente elétrica produzida, portanto maior a força eletromotriz.

> A força eletromotriz de uma pilha é diretamente proporcional à intensidade de corrente elétrica produzida por essa pilha.

Realimage/Alamy/Other Images

O potencial de um eletrodo ou *ddp* de uma pilha pode ser medido diretamente em um voltímetro.

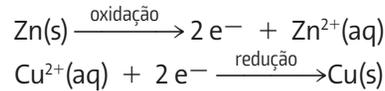
Além dos metais que constituem os eletrodos, as concentrações das soluções utilizadas e a temperatura também influenciam na diferença de potencial de uma pilha.

Concentração da solução

Teoricamente uma pilha deveria funcionar até que um dos reagentes fosse totalmente consumido.

No caso da pilha de zinco e cobre, por exemplo, ela funcionaria até que a placa de zinco fosse totalmente dissolvida ou os cátions cobre na solução fossem todos transformados em cobre metálico.

$$Zn(s) \xrightarrow{\text{oxidação}} 2\,e^- + Zn^{2+}(aq)$$

$$Cu^{2+}(aq) + 2\,e^- \xrightarrow{\text{redução}} Cu(s)$$

Mas na prática isso não acontece, pois a reação de oxirredução é reversível e tende a entrar em equilíbrio químico, ou seja, a partir de certo momento as reações direta (de oxidação) e inversa (de redução) ocorrem simultaneamente com a mesma taxa de desenvolvimento.

$$Zn(s) + Cu^{2+}(aq) + SO_4^{2-}(aq) \rightleftharpoons Cu(s) + Zn^{2+}(aq) + SO_4^{2-}(aq)$$

Quando a pilha começa a funcionar, a *ddp* da pilha é máxima porque a concentração de cátions cobre na solução é máxima, e isso faz com que a tendência de os átomos de zinco metálico cederem elétrons também seja máxima. Passado algum tempo, verifica-se que a *ddp* da pilha diminui porque a concentração de cátions cobre na solução diminuiu, assim como a tendência de os átomos de zinco metálico cederem elétrons.

Em determinado instante, a concentração de íons cobre na solução é tal que a capacidade de doar elétrons do zinco metálico passa a equivaler à capacidade de o cobre metálico doar elétrons para o cátion cobre. Nesse instante é estabelecido o equilíbrio, e a *ddp* da pilha é zero.

Quanto mais concentrada for a solução de sulfato de cobre e quanto mais diluída for a solução de sulfato de zinco, maior será o potencial da pilha, pois a reação vai se deslocar no sentido direto (de oxidação).

Temperatura

Cristais de sulfato de cobre

Nneirda/Shutterstock/Glow Images

Sabemos que a temperatura é uma grandeza diretamente proporcional à energia cinética (energia do movimento) das partículas de um sistema. Quanto maior o movimento das partículas, maior a temperatura e vice-versa.

Desse modo, a variação da temperatura altera a taxa de desenvolvimento de reações em equilíbrio porque, quanto mais agitadas estiverem as partículas de um sistema em reação, mais rapidamente os produtos serão formados.

Note apenas que, como as reações de oxidação e redução ocorrem simultaneamente e o aumento de temperatura aumenta a rapidez das reações nos dois sentidos, não podemos prever qual a influência exata da temperatura em uma pilha genérica.

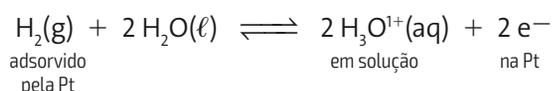
Por isso dizemos que a variação de temperatura provoca variação na *ddp* da pilha, aumentando ou diminuindo a força eletromotriz, conforme os eletrodos envolvidos.

Medida do potencial-padrão de um eletrodo

Para quantificar a força eletromotriz de uma pilha, convencionou-se medir o potencial de cada eletrodo em relação a um eletrodo-padrão nas seguintes condições-padrão:

- eletrodo formado por um metal mergulhado em solução de concentração 1 mol/L de íons desse metal;
- temperatura de 25 °C ou 298 K;
- pressão de 1 atm.

O eletrodo escolhido como referência para servir de padrão de comparação para os demais foi o eletrodo de hidrogênio **adsorvido** em platina, em meio a uma solução de ácido sulfúrico que forneça uma concentração exata de íons $H_3O^{1+}(aq)$ igual a 1 mol/L. Nesse eletrodo ocorre o equilíbrio:

$$\underset{\text{adsorvido pela Pt}}{H_2(g)} + 2\,H_2O(\ell) \rightleftharpoons \underset{\text{em solução}}{2\,H_3O^{1+}(aq)} + \underset{\text{na Pt}}{2\,e^-}$$

Por convenção, o potencial normal do hidrogênio, medido nas condições-padrão, tem valor zero.

Eletrodo-padrão de hidrogênio

1. funil de decantação contendo ácido clorídrico, $HC\ell(aq)$;
2. pedaços de zinco metálico para reagir com o $HC\ell(aq)$ e formar o $H_2(g)$:
   $2\,HC\ell(aq) + Zn(s) \longrightarrow H_2(g) + ZnC\ell_2(s)$;
3. fio de platina;
4. tubo capilar;
5. proveta sem fundo;
6. solução de $H_2SO_4(aq)$ 1 mol/L em relação aos íons $H_3O^{1+}(aq)$.

Adsorção – Propriedade que uma substância apresenta de reter outra substância em sua superfície.

A ilustração está fora de escala. Cores fantasia.

Assim, se interligarmos a um eletrodo de hidrogênio outro eletrodo de um metal *M* qualquer, poderemos medir seu potencial.

A medida do potencial de um eletrodo é feita por um voltímetro, que indica a tensão e o sentido da corrente elétrica. Como o eletrodo de hidrogênio tem, por convenção, potencial igual a zero, a diferença de potencial lida no voltímetro será o próprio potencial do eletrodo do metal *M*.

Cálculo da força eletromotriz

De acordo com esses valores experimentais, que estão listados na página seguinte, podemos calcular a força eletromotriz ou diferença de potencial (*ddp*) da pilha. Por exemplo, uma pilha de zinco e cobre:

$\Delta E = E_{\text{redução do Cu}} - E_{\text{redução do Zn}}$
$\Delta E = 0{,}337 - (-0{,}76)$
$\Delta E = +1{,}097$
$\Delta E \simeq 1{,}1$ volt

$\Delta E = E_{\text{oxidação do Zn}} - E_{\text{oxidação do Cu}}$
$\Delta E = +0{,}76 - (-0{,}337)$
$\Delta E = +1{,}097$
$\Delta E \simeq 1{,}1$ volt

Como uma pilha só se forma a partir de reações espontâneas, isto é, reações em que o sentido do fluxo de elétrons é do eletrodo mais reativo (menor potencial de redução e maior potencial de oxidação) para o menos reativo (maior potencial de redução e menor potencial de oxidação), a força eletromotriz será sempre um **número positivo**.

Caso o cálculo da força eletromotriz entre determinados eletrodos resulte em um número negativo, devemos concluir que a reação não é espontânea e que não se forma pilha entre esses eletrodos.

A tabela a seguir fornece os valores de potencial-padrão de redução dos metais e de oxidação dos cátions formados por esses metais (em volts, a 1 atm e 25 °C) obtidos experimentalmente. Também fornece os valores de potencial-padrão de oxidação de alguns não metais (S, I, Cℓ, Br e F) e os valores de potencial-padrão de redução dos ânions formados por esses ametais.

A IUPAC recomenda que se trabalhe preferencialmente com os potenciais de redução, E_{red}, das espécies químicas.

Potenciais-padrão de redução e de oxidação

Aumenta o potencial de receber elétrons

Força oxidante crescente

Potenciais de redução						Potenciais de oxidação
−3,045	Li	$\rightleftharpoons$	Li^{1+}	+	1 e^-	+3,045
−2,925	Rb	$\rightleftharpoons$	Rb^{1+}	+	1 e^-	+2,925
−2,924	K	$\rightleftharpoons$	K^{1+}	+	1 e^-	+2,924
−2,923	Cs	$\rightleftharpoons$	Cs^{1+}	+	1 e^-	+2,923
−2,92	Ra	$\rightleftharpoons$	Ra^{2+}	+	2 e^-	+2,92
−2,90	Ba	$\rightleftharpoons$	Ba^{2+}	+	2 e^-	+2,90
−2,89	Sr	$\rightleftharpoons$	Sr^{2+}	+	2 e^-	+2,89
−2,87	Ca	$\rightleftharpoons$	Ca^{2+}	+	2 e^-	+2,87
−2,71	Na	$\rightleftharpoons$	Na^{1+}	+	1 e^-	+2,71
−2,375	Mg	$\rightleftharpoons$	Mg^{2+}	+	2 e^-	+2,375
−1,87	Be	$\rightleftharpoons$	Be^{2+}	+	2 e^-	+1,87
−1,66	$A\ell$	$\rightleftharpoons$	$A\ell^{3+}$	+	3 e^-	+1,66
−1,18	Mn	$\rightleftharpoons$	Mn^{2+}	+	2 e^-	+1,18
−0,76	Zn	$\rightleftharpoons$	Zn^{2+}	+	2 e^-	+0,76
−0,74	Cr	$\rightleftharpoons$	Cr^{3+}	+	3 e^-	+0,74
−0,48	S^{2-}	$\rightleftharpoons$	S	+	2 e^-	+0,48
−0,44	Fe	$\rightleftharpoons$	Fe^{2+}	+	2 e^-	+0,44
−0,403	Cd	$\rightleftharpoons$	Cd^{2+}	+	2 e^-	+0,403
−0,28	Co	$\rightleftharpoons$	Co^{2+}	+	2 e^-	+0,28
−0,24	Ni	$\rightleftharpoons$	Ni^{2+}	+	2 e^-	+0,24
−0,14	Sn	$\rightleftharpoons$	Sn^{2+}	+	2 e^-	+0,14
−0,13	Pb	$\rightleftharpoons$	Pb^{2+}	+	2 e^-	+0,13
−0,036	Fe	$\rightleftharpoons$	Fe^{3+}	+	3 e^-	+0,036
0,000	**$H_2(g) + 2\,H_2O(\ell)$**	$\rightleftharpoons$	**$2H_3O^{1+}(aq) + 2\,e^-$**			**0,000**
+0,15	Cu	$\rightleftharpoons$	Cu^{1+}	+	1 e^-	−0,15
+0,15	Sn^{2+}	$\rightleftharpoons$	Sn^{4+}	+	2 e^-	−0,15
+0,337	Cu	$\rightleftharpoons$	Cu^{2+}	+	2 e^-	−0,337
+0,40	$2\,OH^{1-}$	$\rightleftharpoons$	$1/2\,O_2 + H_2O + 2\,e^-$			−0,40
+0,54	$2I^{1-}$	$\rightleftharpoons$	I_2	+	2 e^-	−0,54
+0,77	Fe^{2+}	$\rightleftharpoons$	Fe^{3+}	+	1 e^-	−0,77
+0,80	Ag	$\rightleftharpoons$	Ag^{1+}	+	1 e^-	−0,80
+0,85	Hg	$\rightleftharpoons$	Hg^{2+}	+	2 e^-	−0,85
+0,88	$2OH^{1-}$	$\rightleftharpoons$	H_2O_2	+	2 e^-	−0,88
+1,07	$2Br^{1-}$	$\rightleftharpoons$	Br_2	+	2 e^-	−1,07
+1,36	$2C\ell^{1-}$	$\rightleftharpoons$	$C\ell_2$	+	2 e^-	−1,36
+1,41	Au^{1+}	$\rightleftharpoons$	Au^{3+}	+	2 e^-	−1,41
+1,50	Au	$\rightleftharpoons$	Au^{3+}	+	3 e^-	−1,50
+1,84	Co^{2+}	$\rightleftharpoons$	Co^{3+}	+	1 e^-	−1,84
+2,87	$2F^{1-}$	$\rightleftharpoons$	F_2	+	2 e^-	−2,87

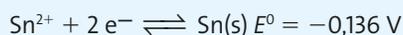
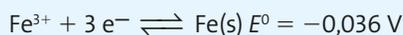
Força redutora crescente

Aumenta o potencial de doar elétrons

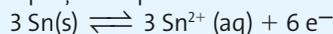
Fonte: SPENCER, James N.; BODNER, George M.; RICKARD, Lyman H. *Química:* estrutura e dinâmica. Rio de Janeiro: LTC, 2007.

Exercício resolvido

2 (UFRJ) Evite comprar conserva cuja lata esteja amassada, porque a lata de folha de flandres (uma liga de ferro e carbono) tem uma proteção de estanho que se pode romper quando a lata sofre um impacto. Nesse caso, formar-se-á uma pilha e haverá contaminação da conserva. Considerando os valores dos potenciais-padrão de eletrodo:

$$Fe^{3+} + 3\,e^- \rightleftharpoons Fe(s)\ E^0 = -0{,}036\ V$$
$$Sn^{2+} + 2\,e^- \rightleftharpoons Sn(s)\ E^0 = -0{,}136\ V$$

a) Escreva a equação de funcionamento da pilha.
b) É correto afirmar que: "São os íons $Sn^{2+}(aq)$ que contaminam a conserva na situação descrita no texto acima"? Justifique.
c) Determine a força eletromotriz-padrão (*ddp*-padrão) da pilha ferro/estanho.

Resolução

a) Equação da pilha:
$3\,Sn(s) \rightleftharpoons 3\,Sn^{2+}(aq) + 6\,e^-$
$2\,Fe^{3+}(aq) + 6\,e^- \rightleftharpoons 2\,Fe(s)$
$3\,Sn(s) + 2\,Fe^{3+}(aq) \rightleftharpoons 2\,Fe(s) + 3\,Sn^{2+}(aq)$

b) Sim, pois o Sn(s) se transforma em cátions $Sn^{2+}(aq)$, que vão para a solução (se dissolvem na conserva).

c) ΔE^0 pilha $= E_{red.\,cátodo} - E_{red.\,ânodo}$
ΔE^0 pilha $= -0{,}036 - (-0{,}136)$
ΔE^0 pilha $= 0{,}100\ V$

Observação: O estanho é utilizado como solda de circuitos eletroeletrônicos devido a sua baixa temperatura de fusão ($\simeq$ 232 °C) em comparação à de outros metais. Mas a maior parte do estanho consumido no mundo atualmente é destinada à fabricação de latas de conserva feitas de uma lâmina de ferro revestida de estanho (folha de flandres).

Exercícios

5 (UnB-DF) Formada a cárie, o organismo humano não é capaz de restaurar o tecido lesado. As restaurações de dentes são feitas basicamente por dois tipos de materiais: os amálgamas e as resinas poliméricas. Os amálgamas odontológicos são feitos de ligas metálicas de Ag, Sn, Cu, Zn, Hg e são considerados bons materiais por suas propriedades físico-químicas. As restaurações de amálgama, porém, apresentam duas desvantagens: a cor e o efeito de dor, causado quando acidentalmente se morde uma colher de alumínio ou um pedaço de papel-alumínio, onde existe uma obturação metálica. A dor é causada por uma corrente galvânica que pode chegar a até 30 µA. A seguir, são fornecidos os potenciais-padrão de redução (E^0) de algumas semirreações.

Semirreação	E^0 (volt)
$A\ell^{3+}(aq) + 3\,e^- \rightleftharpoons A\ell(s)$	− 1,66 V
$Sn^{2+}(aq) + 2\,e^- \rightleftharpoons Sn(s)$	− 0,14 V
$2\,H^{1+}(aq) + 2\,e^- \rightleftharpoons H_2(g)$	0,00 V
$Hg^{2+}(aq) + 2\,e^- \rightleftharpoons Hg(\ell)$	0,79 V
$Ag^{1+}(aq) + 1\,e^- \rightleftharpoons Ag(\ell)$	0,80 V

Considerando os potenciais de redução fornecidos e as informações do texto acima, julgue os itens seguintes:

F 1. O estanho apresenta menor resistência a ácidos que o mercúrio e a prata.
V 2. A corrente galvânica citada é uma corrente de elétrons produzida por oxidação do amálgama e redução do alumínio no meio eletrolítico, que é a saliva.
V 3. A dor mencionada no texto resulta da passagem da corrente elétrica pelo amálgama, um bom condutor elétrico, para o nervo do dente.
F 4. Os metais citados na relação anterior possuem o mesmo raio atômico.
F 5. Na oxidação de 1 mol de $A\ell(s)$, são produzidos $6{,}02 \cdot 10^{23}$ elétrons.

6 (Fuvest-SP) Com base nas seguintes equações de semirreações, dados os respectivos potenciais-padrão de redução, responda aos itens a seguir:

Semirreação	E^0 (volt)
$H_2O(\ell) + e^- \rightleftharpoons 1/2\,H_2(g) + OH^{1-}(aq)$	−0,83
$A\ell(OH)^{4-}(aq) + 3\,e^- \rightleftharpoons A\ell(s) + 4\,OH^{1-}(aq)$	−2,33
$Cu(OH)_2(s) + 2\,e^- \rightleftharpoons Cu(s) + 2\,OH^{1-}(aq)$	−0,22

a) Objetos de alumínio e objetos de cobre podem ser lavados com solução aquosa alcalina sem que ocorra a corrosão do metal? Justifique, escrevendo as equações químicas adequadas.
b) Qual dos metais, cobre ou alumínio, é melhor redutor em meio alcalino? Explique.

4 Pilha seca

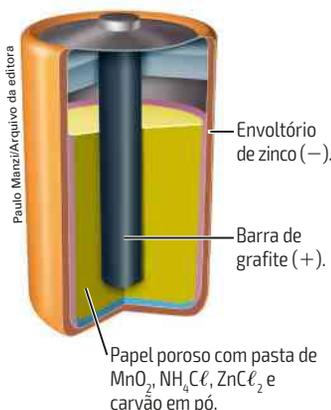
A pilha seca começou a ser desenvolvida pelo engenheiro francês Georges Leclanché (1839-1882) na década de 1860.

Em 1866 Leclanché patenteou seu invento, que se tornou um sucesso imediato. Em aproximadamente dois anos, vinte mil pilhas já estavam sendo utilizadas nos sistemas de telégrafo, de sinalização e de campainhas. Até mesmo os primeiros telefones, feitos de madeira para pendurar na parede, tinham embutidos o sistema de transformação de energia química em energia elétrica proposto por Leclanché.

Além de prática, a pilha seca – que sofreu poucas adaptações do modelo original até o que conhecemos hoje – fornece uma corrente elétrica satisfatória por um tempo considerável.

A reação química numa pilha seca é considerada irreversível, ou seja, uma vez que todos os reagentes forem transformados em produtos, a pilha para de funcionar. A produção de corrente elétrica é pequena (as pilhas possuem voltagem de 1,5 V), mas pode ser melhorada com o uso descontínuo, alternado com períodos de repouso.

Georges Leclanché

A ilustração está fora de escala. Cores fantasia.

Pilha de Leclanché atual

As pilhas usadas que atenderem aos limites impostos pelo Conama podem ser descartadas com o lixo doméstico. As que não atenderem a esses limites devem ser devolvidas aos estabelecimentos que as comercializam. Essas informações deverão estar presentes nas embalagens das pilhas.

Pilha seca ácida – Leclanché

A pilha seca ácida apresenta a seguinte constituição:

1) Ânodo – polo negativo – onde ocorre a oxidação

É a chapa que constitui a caixa externa da pilha. É formada por uma liga de Zn(s) contendo pequenas quantidades de Pb(s) e Cd(s) para que se possa obter as propriedades mecânicas necessárias para trabalhar com a liga.

Segundo a resolução nº 257 do Conselho Nacional do Meio Ambiente (Conama), desde janeiro de 2001 cada pilha pode conter no máximo 0,200% de chumbo, 0,015% de mercúrio e 0,015% de cádmio.

As reações que ocorrem nessa pilha são complexas, mas, de modo geral, podemos considerar que no ânodo ocorre a seguinte reação:

$$\overset{0}{Zn}(s) \xrightarrow{\text{oxidação}} 2\,e^- + \overset{+2}{Zn}{}^{2+}(aq)$$

O ânodo é separado do cátodo por **papel poroso**.

2) Cátodo – polo positivo – onde ocorre a redução

É constituído por um bastão de grafita, geralmente cilíndrico, rodeado por uma mistura em pó de dióxido de manganês, $MnO_2(s)$, e grafita e pelo eletrólito.

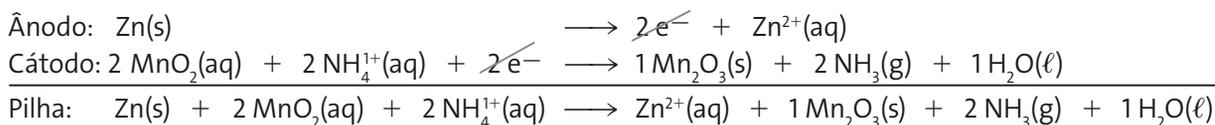
O **eletrólito** é uma pasta úmida formada pela mistura de cloreto de amônio, $NH_4C\ell(aq)$, e cloreto de zinco, $ZnC\ell_2(aq)$, ambos sais de caráter ácido (por isso a pilha de Leclanché é classificada como pilha ácida).

Podemos considerar que no cátodo ocorre a seguinte reação:

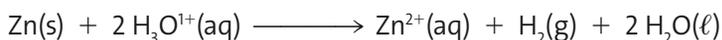
$$2\,\overset{+4}{Mn}O_2(aq) + 2\,NH_4^{1+}(aq) + 2\,e^- \xrightarrow{\text{redução}} 1\,\overset{+3}{Mn}{}_2O_3(s) + 2\,NH_3(g) + 1\,H_2O(\ell)$$

Na pilha seca ácida, os elétrons transferidos do zinco para o manganês são conduzidos por meio da barra de grafita, que, por isso, é considerada o polo positivo do circuito externo na condução dos elétrons.

Somando-se as reações anódica e catódica, temos a reação global:

$$\begin{array}{ll} \text{Ânodo:} & Zn(s) \longrightarrow \cancel{2\,e^-} + Zn^{2+}(aq) \\ \text{Cátodo:} & 2\,MnO_2(aq) + 2\,NH_4^{1+}(aq) + \cancel{2\,e^-} \longrightarrow 1\,Mn_2O_3(s) + 2\,NH_3(g) + 1\,H_2O(\ell) \\ \hline \text{Pilha:} & Zn(s) + 2\,MnO_2(aq) + 2\,NH_4^{1+}(aq) \longrightarrow Zn^{2+}(aq) + 1\,Mn_2O_3(s) + 2\,NH_3(g) + 1\,H_2O(\ell) \end{array}$$

Por que as pilhas vazam?

Durante o armazenamento da pilha (antes do uso) e nos períodos de repouso (quando o aparelho permanece desligado), ocorre uma série de reações paralelas (denominadas reações de prateleira).

No caso da pilha comum (ácida), pode ocorrer a corrosão do zinco metálico em meio ácido, formando gás hidrogênio:

$$Zn(s) + 2\,H_3O^{1+}(aq) \longrightarrow Zn^{2+}(aq) + H_2(g) + 2\,H_2O(\ell)$$

A formação desse gás aumenta a pressão interna da pilha, provocando o vazamento de seu conteúdo.

Para minimizar esse problema, os fabricantes adicionam uma pequena quantidade de **sais de mercúrio solúveis ao eletrólito da pilha**, que agem como inibidores de reação, além de outros aditivos químicos como agentes tensoativos e quelantes, cromatos e dicromatos (usados por alguns fabricantes).

Sciencephotos/Alamy/Other Images

Pilha ácida cujo conteúdo sofreu vazamento.

Se uma pilha ficar na geladeira, ela volta a funcionar?

Durante o funcionamento da pilha ocorre a formação de amônia gasosa, $NH_3(g)$, no cátodo (veja reação acima), que acaba envolvendo a barra de grafita, dificultando o fluxo de elétrons, o que faz com que a pilha pare de funcionar antes mesmo de toda a sua carga se esgotar.

Quando colocamos uma pilha nessas condições na geladeira, a temperatura baixa favorece a solubilidade da amônia na pasta interna, liberando a barra de grafita e permitindo novamente o fluxo de elétrons. Com isso, a pilha volta a funcionar.

Porém, quando todo o dióxido de manganês da pasta interna for convertido em trióxido de manganês, a pilha para de funcionar definitivamente e colocá-la na geladeira é inútil.

Sérgio Dotta/Arquivo da editora

Pilhas guardadas em geladeira.

Mesmo quando uma pilha é nova e não está em uso, ela está perdendo carga, pois seus componentes químicos internos estão reagindo e dissipando a carga armazenada. Sob baixa temperatura, essa reação química é reduzida. Por isso, armazenar pilhas na geladeira pode fazê-las durar mais.

Note que o que ocorre é apenas a manutenção da carga. Não é possível “carregar” uma pilha apenas colocando-a na geladeira.

Mas, se você pretende armazenar suas pilhas sob baixa temperatura, não as coloque na geladeira logo após o uso nem as use assim que tirar da geladeira; nos dois casos, espere primeiro que a pilha atinja a temperatura ambiente.

As pilhas secas ácidas são indicadas para equipamentos que requerem descargas de energia leves e contínuas, como controle remoto, relógio de parede, rádio portátil e brinquedos.

Sérgio Dotta/Arquivo da editora

Pilha alcalina desmontada. Nunca tente desmontar uma pilha ao meio porque, ainda que a quantidade de metais pesados e substâncias tóxicas presentes seja pequena, elas existem, e o contato com elas pode desencadear problemas de saúde.

Pilha seca alcalina

A pilha seca alcalina foi desenvolvida na década de 1880.

Esse tipo de pilha difere da pilha ácida basicamente pelo eletrólito, pois no cátodo e no ânodo as reações são semelhantes.

O ânodo é um "prego" de aço revestido de zinco metálico em contato com uma solução alcalina de hidróxido de potássio (pH $\simeq$ 14). O cátodo é constituído de anéis de $MnO_2(s)$ compactados e envoltos por uma capa de aço niquelado e um isolante de náilon. O ânodo e o cátodo são separados por papel poroso.

1) Ânodo – polo negativo – onde ocorre a oxidação

O recipiente externo da pilha alcalina é confeccionado em chapa de aço para garantir melhor vedação e prevenir, assim, o risco de vazamento de eletrólito altamente cáustico.

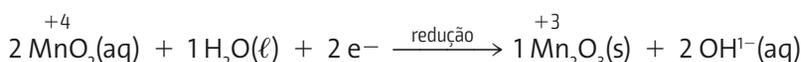
O envoltório interno que constitui o ânodo é de zinco metálico.

O zinco metálico sofre oxidação em meio básico.

$$\overset{0}{Zn}(s) + 2\,OH^{1-}(aq) \xrightarrow{\text{oxidação}} 2\,e^{-} + \overset{+2}{Zn}(OH)_2(aq)$$

2) Cátodo – polo positivo – onde ocorre a redução

Ocorre a redução do íon Mn^{4+} (no dióxido de manganês) para Mn^{3+} (no trióxido de manganês).

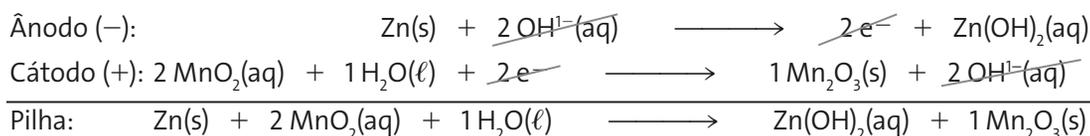
$$2\,\overset{+4}{Mn}O_2(aq) + 1\,H_2O(\ell) + 2\,e^{-} \xrightarrow{\text{redução}} 1\,\overset{+3}{Mn_2}O_3(s) + 2\,OH^{1-}(aq)$$

O **eletrólito** da pilha alcalina é uma solução aquosa de hidróxido de potássio, KOH(aq), concentrada ($\simeq$ 30% em massa), contendo certa quantidade de óxido de zinco, ZnO(s).

Somando-se as reações anódica e catódica, temos a reação global:

Ânodo (–): $Zn(s) + \cancel{2\,OH^{1-}(aq)} \longrightarrow \cancel{2\,e^{-}} + Zn(OH)_2(aq)$

Cátodo (+): $2\,MnO_2(aq) + 1\,H_2O(\ell) + \cancel{2\,e^{-}} \longrightarrow 1\,Mn_2O_3(s) + \cancel{2\,OH^{1-}(aq)}$

Pilha: $Zn(s) + 2\,MnO_2(aq) + 1\,H_2O(\ell) \longrightarrow Zn(OH)_2(aq) + 1\,Mn_2O_3(s)$

As pilhas alcalinas são indicadas para equipamentos que exigem descargas de energia rápidas e fortes, como tocadores de MP3, lanternas, brinquedos e câmeras fotográficas digitais.

A pilha alcalina também recebe a adição de alguns metais, como mercúrio, $Hg(\ell)$ (até 0,01%, para evitar a corrosão do zinco), além de chumbo, Pb(s), cádmio, Cd(s), e índio, In(s), para aumentar a *performance* da pilha.

Pilha alcalina vaza?

Embora seja mais difícil ocorrer vazamento em uma pilha alcalina devido ao revestimento de aço, se a pilha for mantida em condições adversas ou se houver algum defeito de fabricação, pode acontecer.

No caso da pilha alcalina, a corrosão (oxidação) do zinco metálico ocorre em meio básico, formando gás hidrogênio:

$$Zn(s) + 2\,KOH(aq) \longrightarrow K_2ZnO_2(aq) + H_2(g)$$

A formação desse gás aumenta a pressão interna da pilha provocando o vazamento de seu conteúdo.

A vida útil da pilha pode aumentar se ela for armazenada em locais frios e secos. Uma maneira de diminuir a taxa de desenvolvimento de uma reação é diminuir a temperatura.

Exercício resolvido

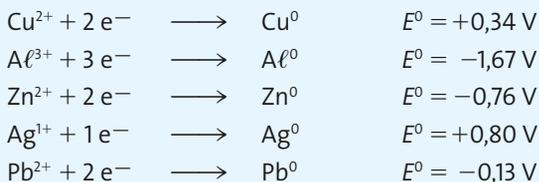
3 (FEI-SP) Dados os potenciais:

$Cu^{2+} + 2\,e^- \longrightarrow Cu^0 \quad E^0 = +0,34\ V$

$A\ell^{3+} + 3\,e^- \longrightarrow A\ell^0 \quad E^0 = -1,67\ V$

$Zn^{2+} + 2\,e^- \longrightarrow Zn^0 \quad E^0 = -0,76\ V$

$Ag^{1+} + 1\,e^- \longrightarrow Ag^0 \quad E^0 = +0,80\ V$

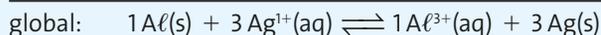
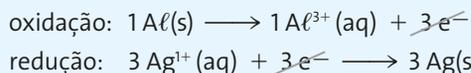
$Pb^{2+} + 2\,e^- \longrightarrow Pb^0 \quad E^0 = -0,13\ V$

represente a pilha que fornece a maior força eletromotriz e dê as reações de oxidação e redução que ocorrem nessa pilha.

Resolução

A pilha que fornece a maior força eletromotriz é aquela em que a diferença de potencial entre os eletrodos é maior, ou seja, a pilha de alumínio e prata:

oxidação: $1\,A\ell(s) \longrightarrow 1\,A\ell^{3+}(aq) + \cancel{3\,e^-}$

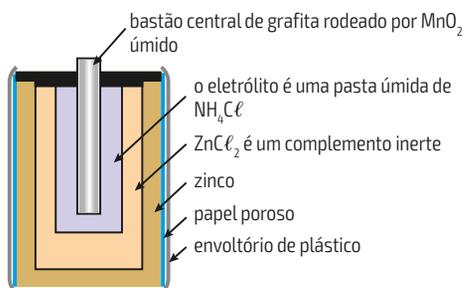
redução: $3\,Ag^{1+}(aq) + \cancel{3\,e^-} \longrightarrow 3\,Ag(s)$

global: $1\,A\ell(s) + 3\,Ag^{1+}(aq) \rightleftharpoons 1\,A\ell^{3+}(aq) + 3\,Ag(s)$

$\Delta E_{pilha} = E_{redução\ do\ cátodo} - E_{redução\ do\ ânodo}$

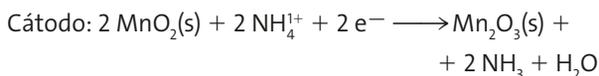
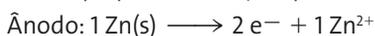
$\Delta E_{pilha} = +0,80 - (-1,67) \Rightarrow \Delta E_{pilha} = +2,47\ V$

Exercícios

ATENÇÃO! Não escreva no seu livro!

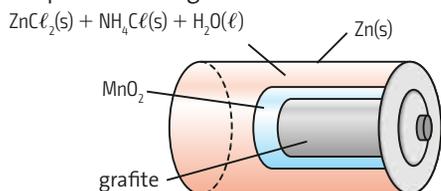
7 (PUCC-SP) Nas pilhas secas, geralmente utilizadas em lanternas, há um envoltório de zinco metálico e um bastão central de grafita rodeado de dióxido de manganês e pasta úmida de cloreto de amônio e de zinco, conforme a figura abaixo.

As reações são complexas; porém, quando o fluxo de corrente é pequeno, as reações podem ser representadas por:

Ânodo: $1\,Zn(s) \longrightarrow 2\,e^- + 1\,Zn^{2+}$

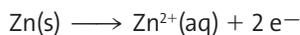
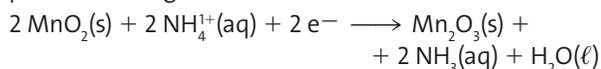
Cátodo: $2\,MnO_2(s) + 2\,NH_4^{1+} + 2\,e^- \longrightarrow Mn_2O_3(s) + 2\,NH_3 + H_2O$

À medida que a pilha seca vai sendo gasta, há aumento nas massas de:

a) zinco metálico e água.
b) dióxido de manganês.
c) sais de amônio e de zinco.
d) zinco metálico e dióxido de manganês.
X e) amônia, água, sais de zinco e óxido de manganês III.

8 (Unicamp-SP) O desenho abaixo representa o corte de uma pilha de manganês.

Ilustrações: Banco de imagens/Arquivo da editora

As reações que ocorrem durante o funcionamento da pilha são as seguintes:

$2\,MnO_2(s) + 2\,NH_4^{1+}(aq) + 2\,e^- \longrightarrow Mn_2O_3(s) + 2\,NH_3(aq) + H_2O(\ell)$

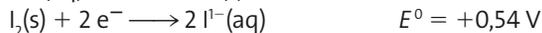
$Zn(s) \longrightarrow Zn^{2+}(aq) + 2\,e^-$

a) Qual é o agente oxidante nessa reação?
b) Cite uma substância cuja quantidade diminui e uma cuja quantidade aumenta quando a pilha está funcionando.

9 (Fatec-SP) Marca-passo é um dispositivo de emergência para estimular o coração. A pilha utilizada nesse dispositivo é constituída por eletrodos de lítio e iodo. A partir dos valores de E^0_{red}, afirma-se:

I. O fluxo eletrônico da pilha irá do lítio para o iodo, pois o lítio tem o menor potencial de redução.
II. A semirreação de oxidação pode ser representada pela equação: $2\,Li^{1+} + 2\,e^- \longrightarrow 2\,Li$
III. A diferença de potencial da pilha é de –3,05 V.
IV. O iodo, por ter maior potencial de redução que o Li, sofre redução, formando o polo positivo da pilha.

Dados:

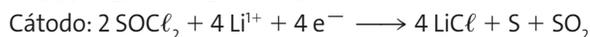
$Li^{1+}(aq) + e^- \longrightarrow Li(s) \quad E^0 = -3,05\ V$

$I_2(s) + 2\,e^- \longrightarrow 2\,I^{1-}(aq) \quad E^0 = +0,54\ V$

Quanto a essas afirmações, pode-se dizer que apenas:

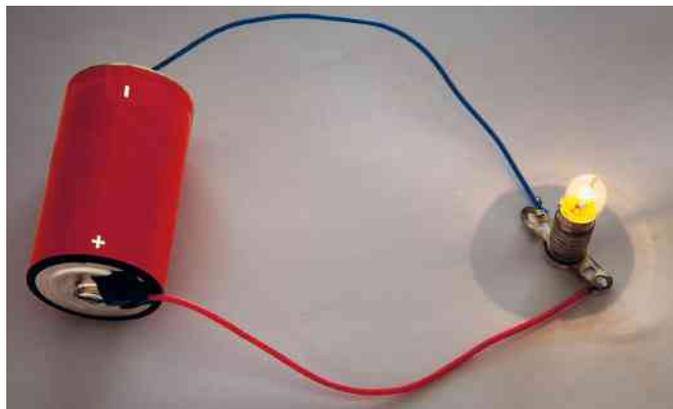
a) I, II e III são verdadeiras.
b) I, II e IV são verdadeiras.
c) I e III são verdadeiras.
d) II é verdadeira.
e) I e IV são verdadeiras. X

10 A pilha de lítio/cloreto de tionila não é recarregável, mas apresenta voltagem de 3,6 V e alta densidade energética, podendo durar de 15 a 20 anos. Forneça a reação global dessa pilha, dadas as reações anódica e catódica esquematizadas a seguir:

Ânodo: $4\,Li \longrightarrow 4\,Li^{1+} + 4\,e^-$

Cátodo: $2\,SOC\ell_2 + 4\,Li^{1+} + 4\,e^- \longrightarrow 4\,LiC\ell + S + SO_2$

5 Baterias ou acumuladores

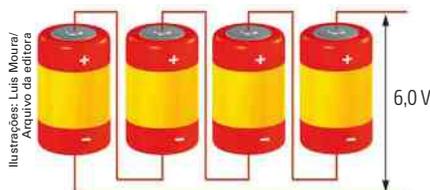
Quando estudamos sistemas eletroquímicos, uma das primeiras dúvidas que surge é: Qual a diferença entre pilha, bateria e acumuladores?

A rigor o termo pilha deveria ser empregado a todo dispositivo constituído de apenas dois eletrodos (um cátodo e um ânodo) e um eletrólito.

Sérgio Dotta Jr./Arquivo da editora

Pilha de 1,5 V ligada a uma lâmpada.

Por sua vez, o termo bateria deveria ser empregado para designar um dispositivo constituído pela associação de duas ou mais pilhas ligadas entre si, em série ou em paralelo (conforme seja necessário maior *ddp* ou corrente elétrica, respectivamente).

- **Bateria de pilhas ligadas em série**

  Quatro pilhas de 1,5 V cada uma, ligadas em série, fornecem um potencial final quatro vezes maior que o gerado por uma única pilha, 6,0 V, mas a corrente elétrica é a mesma que a produzida por uma única pilha.

Ilustrações: Luis Moura/ Arquivo da editora

Bateria de pilhas ligadas em série.

Sérgio Dotta Jr./Arquivo da editora

Quatro pilhas de 1,5 V ligadas em série fornecem uma *ddp* de 6,0 V, por isso a lâmpada aparece mais brilhante nesta foto do que na foto acima.

- **Bateria de pilhas ligadas em paralelo**

  Quatro pilhas de 1,5 V cada, ligadas em paralelo, fornecem um potencial final de 1,5 V, mas uma corrente elétrica quatro vezes maior que a gerada por uma única pilha.

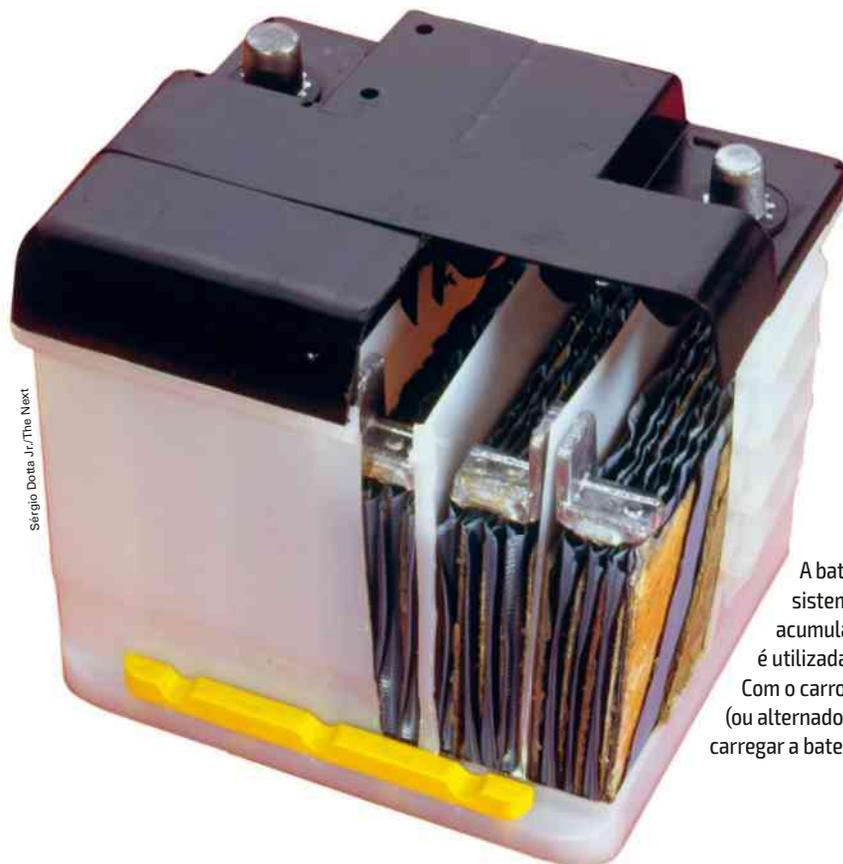
  Atualmente, porém, principalmente no dia a dia, os termos pilha e bateria têm sido usados indistintamente para descrever qualquer sistema capaz de converter energia química em elétrica. O termo acumulador é usado para designar todo sistema capaz de armazenar energia química ao sofrer passagem de corrente elétrica.

Bateria de pilhas ligadas em paralelo.

Sistemas eletroquímicos primários e secundários

Outra maneira de classificar os sistemas eletroquímicos atualmente é em primário ou secundário.

- **Sistema eletroquímico primário: não é recarregável.**
  As reações químicas que constituem o sistema eletroquímico são irreversíveis. Uma vez que elas se completem, o sistema para de funcionar. É o que ocorre, por exemplo, com a pilha seca ácida de Leclanché, a pilha seca alcalina e outros tipos de pilha como as de zinco/óxido de prata, de lítio/iodo ou de lítio/dióxido de manganês.
- **Sistema eletroquímico secundário: é recarregável.**
  É possível reverter as reações químicas que constituem o sistema eletroquímico pelo fornecimento de energia elétrica.
  Energia química $\rightleftharpoons$ Energia elétrica
  Dessa forma, podem ser reutilizados muitas vezes (de centenas a milhares de vezes conforme a tecnologia envolvida).
  Um parâmetro para que um sistema eletroquímico seja considerado secundário é que ele deve ser capaz de suportar no mínimo 300 ciclos completos de carga e descarga com 80% da sua capacidade, como ocorre, por exemplo, com a bateria de níquel/cádmio e com a bateria de automóvel de chumbo/óxido de chumbo.
  Como o termo **acumulador** é usado para designar todo sistema capaz de armazenar energia química ao sofrer passagem de corrente elétrica contínua, podemos dizer que toda pilha ou bateria que pode ser recarregada – ou seja, todo sistema eletroquímico secundário – é um acumulador.

Nas baterias automotivas, as placas de chumbo revestidas de PbO_2(s) são ligadas ao conector positivo, e as placas de chumbo metálico, ao conector negativo. As placas são montadas de maneira alternada e separadas por papelão ou plástico.
O conjunto é inserido nos compartimentos e preenchido com solução aquosa de ácido sulfúrico. A colocação do conjunto de placas em cada compartimento é invertida, de modo que o conector positivo fique ligado ao negativo, resultando numa montagem em série das pilhas, na qual os conectores das extremidades têm capacidade de fornecer uma diferença de potencial de 12 V.

Sérgio Dotta Jr./The Next

A bateria de automóvel é um exemplo de sistema secundário. A energia química acumulada na bateria do automóvel é utilizada para dar a partida no carro. Com o carro em funcionamento, o dínamo (ou alternador) fornece energia elétrica para carregar a bateria novamente.

Bateria de automóvel

Uma bateria de automóvel é planejada para fornecer uma grande quantidade de corrente elétrica por um curto período de tempo de modo que acione a partida do carro e os sistemas de iluminação e rádio.

É composta de um conjunto de seis células (ou pilhas).

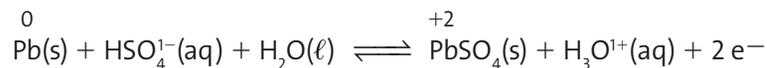
Em geral, cada célula contém 11 eletrodos – 6 ânodos e 5 cátodos – arranjados de forma alternada, começando e terminando por um ânodo e conectados entre si em paralelo de modo que cada célula forneça um potencial de cerca de 2 V.

As seis células então são conectadas umas às outras em série para aumentar o potencial elétrico, fornecendo 12 V no total.

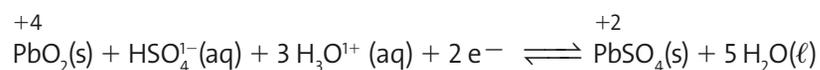
As reações que ocorrem durante a descarga da bateria, ou seja, durante a transformação química, produzindo energia, são as seguintes:

1) Ânodo – polo negativo – onde ocorre a oxidação

Ocorre a oxidação do chumbo metálico em cátion chumbo II.

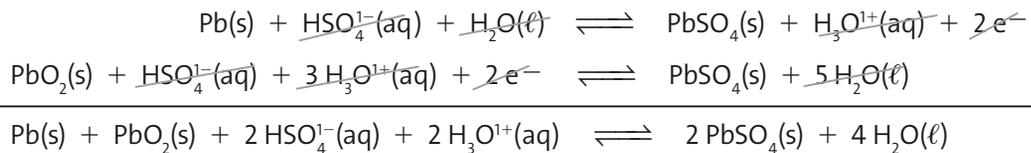
$$\overset{0}{Pb}(s) + HSO_4^{1-}(aq) + H_2O(\ell) \rightleftharpoons \overset{+2}{Pb}SO_4(s) + H_3O^{1+}(aq) + 2\,e^-$$

2) Cátodo – polo positivo – onde ocorre a redução

Ocorre a redução do cátion chumbo IV em chumbo II.

$$\overset{+4}{Pb}O_2(s) + HSO_4^{1-}(aq) + 3\,H_3O^{1+}(aq) + 2\,e^- \rightleftharpoons \overset{+2}{Pb}SO_4(s) + 5\,H_2O(\ell)$$

A equação global é fornecida pela soma das equações parciais:

$$Pb(s) + \cancel{HSO_4^{1-}(aq)} + \cancel{H_2O(\ell)} \rightleftharpoons PbSO_4(s) + \cancel{H_3O^{1+}(aq)} + \cancel{2\,e^-}$$

$$PbO_2(s) + \cancel{HSO_4^{1-}(aq)} + \cancel{3\,H_3O^{1+}(aq)} + \cancel{2\,e^-} \rightleftharpoons PbSO_4(s) + \cancel{5\,H_2O(\ell)}$$

$$Pb(s) + PbO_2(s) + 2\,HSO_4^{1-}(aq) + 2\,H_3O^{1+}(aq) \rightleftharpoons 2\,PbSO_4(s) + 4\,H_2O(\ell)$$

Como vimos anteriormente, essas reações de descarga da bateria de automóvel são **reversíveis**.

As reações no sentido inverso não ocorrem espontaneamente. A passagem de corrente elétrica fornecida por um gerador de corrente contínua (alternador ou dínamo), que atua enquanto o carro está em funcionamento, faz com que as reações inversas passem a ocorrer, recarregando a bateria.

Isso prolonga a vida útil da bateria de automóvel.

Observe na equação global que, à medida que o processo se desenvolve, o ácido sulfúrico vai sendo consumido, provocando uma diminuição na densidade da solução da bateria.

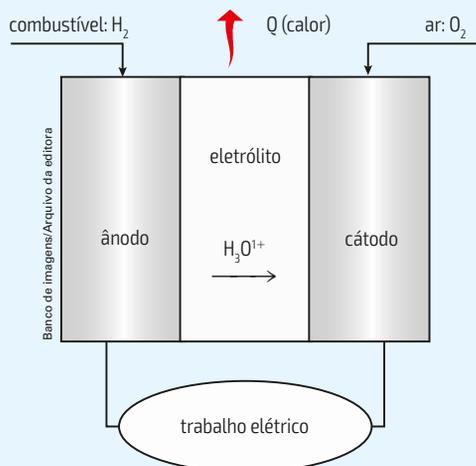
Logo, é possível testar se a bateria se encontra ou não descarregada medindo-se a densidade da solução com um densímetro.

A densidade da solução ácida quando a bateria está carregada é igual a 1,28 g/cm^3, mas esse valor vai diminuindo com o tempo, conforme o uso. Se o teste com o densímetro acusar uma densidade inferior a 1,20 g/cm^3, a bateria está descarregada e, para usá-la novamente (recarregá-la), será preciso fornecer energia para inverter as reações.

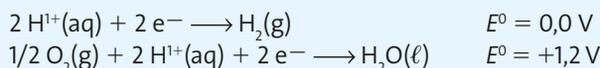
O quadro a seguir fornece mais alguns exemplos de baterias secundárias com as quais convivemos diariamente.

Bateria	Características físicas e/ou químicas	Aplicações
Nobreak (Pb/H_3O) Reprodução/Arquivo da editora	É projetada para oferecer uma quantidade constante de corrente por um longo período de tempo. Também pode ser descarregada completamente várias vezes (algo que arruinaria uma bateria de carro comum em pouco tempo). Para conseguir isso, utiliza placas de chumbo mais espessas. Por outro lado, sua vida útil diminui toda vez que é submetida a uma alta corrente (como ocorre numa partida de carro).	Fornece energia ininterrupta aos equipamentos, mesmo na ausência total de energia proveniente da rede elétrica. *Nobreaks* de baixa potência fornecem autonomia de cerca de 15 minutos, suficiente para permitir ao usuário fechar todos os arquivos com segurança. *Nobreaks* de alta potência fornecem autonomia de várias horas.
Ni-Cd Charles D. Winters/Photoresearchers/Latinstock	Apresenta uma voltagem constante de 1,4 V, longa duração e pode ser recarregada até 4 000 vezes. $1\,Cd(s) + \cancel{2\,OH^{1-}}(aq) \longrightarrow 1\,Cd(OH)_2(s) + \cancel{2\,e^-}$ $2\,NiO(OH)(s) + 2\,H_2O(\ell) + \cancel{2\,e^-} \longrightarrow$ $\longrightarrow 2\,Ni(OH)_2(s) + \cancel{2\,OH^{1-}}(aq)$ $1\,Cd(s) + 2\,NiO(OH)(s) + 2\,H_2O(\ell) \longrightarrow$ $\longrightarrow 1\,Cd(OH)_2(s) + 2\,Ni(OH)_2(s)$	Aparelhos sem fio, como telefones, barbeadores, ferramentas, câmeras de vídeo e brinquedos.
Ni-hidreto metálico Reprodução/Arquivo da editora	Semelhante às baterias de Ni-Cd, mas utiliza hidrogênio na forma de hidreto metálico em vez de cádmio (metal tóxico) em seu eletrodo negativo. Equação global: $^*MH(s) + NiOOH(aq) \rightleftharpoons M(s) + Ni(OH)_2(aq)$ Observação: *M é um composto intermetálico de fórmula AB_5, em que *A* é uma mistura de terras raras (La, Ce, Nd, Pr) e *B*, um metal como Ni, Co, Mn e/ou $A\ell$.	Aparelhos eletrônicos portáteis em substituição às baterias de Ni-Cd. Podem armazenar até 20 mA de carga por grama da liga.
Li-íon Kristoferb/Wikipedia/ Wikimedia Commons	Ânodo: íons lítio intercalados na estrutura em forma de lâminas do óxido $LiCoO_2$. Cátodo: íons lítio intercalados entre as estruturas hexagonais da grafita, LiC_6. O eletrólito é constituído de sais de lítio, $LiC\ell O_4$, dissolvidos em solventes orgânicos.	Aparelhos eletrônicos de alta tecnologia, como *notebook*, celular, *smartphones*, câmeras digitais, veículos elétricos. Pode sofrer danos permanentes (ou explodir) quando exposta a altas temperaturas.
Combustível Reprodução/Arquivo da editora	A eletricidade é obtida, com grande eficiência, da energia liberada em reações de combustão: $H_2(g) + \cancel{2\,OH^{1-}(aq)} \longrightarrow \cancel{2}\,H_2O(\ell) + \cancel{2\,e^-}$ $1/2\,O_2(g) + 1\,\cancel{H_2O(\ell)} + \cancel{2\,e^-} \longrightarrow \cancel{2\,OH^{1-}}(aq)$ $H_2(g) + 1/2\,O_2(g) \longrightarrow H_2O(\ell) \qquad \Delta E = 0,9\ V$ Não geram poluentes, apenas água.	Utilizada principalmente na indústria e também como fonte de energia em algumas espaçonaves tripuladas – como a Gemini e a Apollo.

Exercício resolvido

4 (Ufscar-SP) A obtenção de novas fontes de energia tem sido um dos principais objetivos dos cientistas. Pesquisas com células a combustível para geração direta de energia elétrica vêm sendo realizadas, e dentre as células mais promissoras destaca-se a do tipo PEMFC *(Proton Exchange Membran Fuel Cell)*, representada na figura.

Esse tipo de célula utiliza como eletrólito um polímero sólido, o Nafion. A célula opera de forma contínua, em que os gases oxigênio e hidrogênio reagem produzindo água, convertendo a energia química em energia elétrica e térmica. O desenvolvimento dessa tecnologia tem recebido apoio mundial, uma vez que tais células poderão ser utilizadas em veículos muito menos poluentes que os atuais, sem o uso de combustíveis fósseis.

$2\ H^{1+}(aq) + 2\ e^- \longrightarrow H_2(g)$ $\quad E^0 = 0{,}0\ V$

$1/2\ O_2(g) + 2\ H^{1+}(aq) + 2\ e^- \longrightarrow H_2O(\ell)$ $\quad E^0 = +1{,}2\ V$

a) Para a pilha em questão, escreva as semirreações de oxidação e redução e a reação global. Calcule a diferença de potencial da pilha.

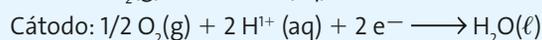
b) Em qual compartimento se dá a formação de água?

Resolução

Reações que ocorrem na pilha:

a) Ânodo: $1\ H_2(g) \longrightarrow 2\ H^{1+}(aq) + 2\ e^-$

Cátodo: $1/2\ O_2(g) + 2\ H^{1+}(aq) + 2\ e^- \longrightarrow H_2O(\ell)$

Global: $1\ H_2(g) + 1/2\ O_2(g) \longrightarrow H_2O(\ell)$

ΔE^0 pilha $= E_{red.\ cátodo} - E_{red.\ ânodo}$

ΔE^0 pilha $= +1{,}2 - (-0{,}0)$

ΔE^0 pilha $= +1{,}2\ V$

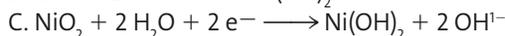
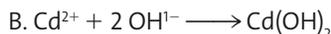
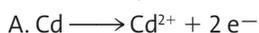
b) Ocorre a formação de água no cátodo.

Exercícios

ATENÇÃO! Não escreva no seu livro!

11 (UFRGS-RS) Aparelhos eletrônicos, como telefones sem fio e calculadoras, podem utilizar baterias recarregáveis de níquel-cádmio.

As reações que ocorrem nessa bateria podem ser representadas por:

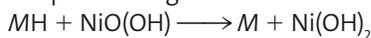
A. $Cd \longrightarrow Cd^{2+} + 2\ e^-$
B. $Cd^{2+} + 2\ OH^{1-} \longrightarrow Cd(OH)_2$
C. $NiO_2 + 2\ H_2O + 2\ e^- \longrightarrow Ni(OH)_2 + 2\ OH^{1-}$

Sobre essas reações são feitas as afirmações:

I. A reação A ocorre no ânodo da bateria.
II. A reação C ocorre no cátodo da bateria.
III. O cádmio é o agente oxidante e o óxido de níquel é o agente redutor.

São corretas apenas as afirmações:

a) I.
b) II.
c) III.
X d) I e II.
e) I, II e III.

12 (UFG-GO) Baterias de níquel-hidreto metálico, *MH*, são empregadas em aparelhos eletrônicos como telefones, máquinas fotográficas etc. Considere que a reação global desse tipo de bateria seja

$MH + NiO(OH) \longrightarrow M + Ni(OH)_2$

com uma diferença de potencial de saída de 1,35 V.

Teoricamente, a tensão mínima, em volts, que se deve aplicar para recarregar essa bateria é de:

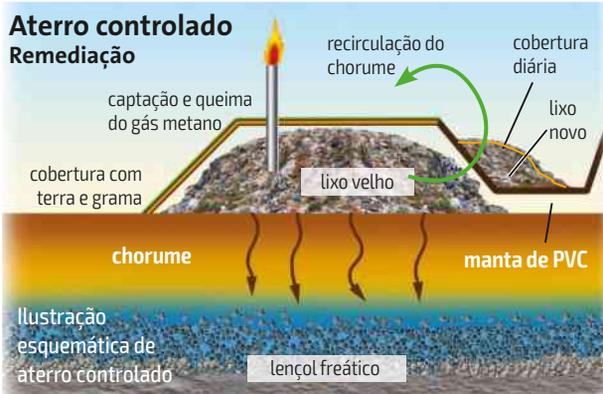
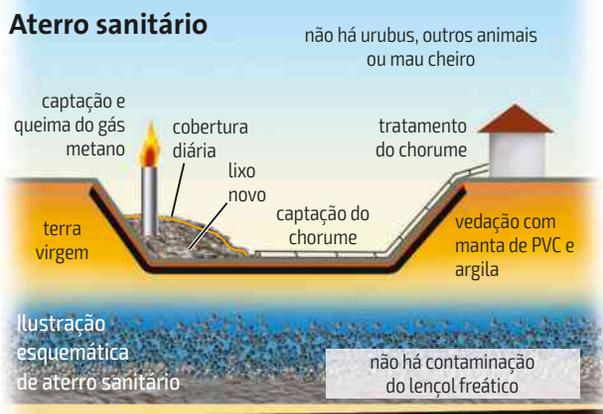
a) −0,5.
b) −1,0.
c) +0,5.
d) +1,0.
X e) +1,5.

6 Descarte de pilhas e baterias

Você já se perguntou qual o caminho percorrido pela pilha ou bateria que descartamos no lixo doméstico?

Em situações ideais, os caminhões da prefeitura coletam o lixo doméstico da cidade e o levam para uma estação de transbordo, ou seja, um ponto intermediário entre a coleta e a destinação final.

Da estação de transbordo, o lixo pode ir para um vazadouro, um aterro controlado ou, o que seria ideal, um aterro sanitário. Vamos ver agora as principais características de cada um desses destinos:

Destino do lixo	Características
Lixão – vazadouro urubus e outros animais lixo poluição chorume lençol freático Ilustração esquemática de um lixão	• Não há nenhuma preparação prévia do solo para receber o lixo. • O chorume (líquido preto que escorre do lixo) penetra na terra e pode atingir o lençol freático, levando substâncias contaminantes. • O lixo fica a céu aberto, e o gás metano formado na decomposição de restos orgânicos polui o ar. • Mau cheiro intenso. • Presença de catadores, adultos e crianças. • Presença de aves, ratos, baratas, moscas e até criações para abate, como porcos e galinhas.
Aterro controlado **Remediação** recirculação do chorume cobertura diária captação e queima do gás metano lixo novo cobertura com terra e grama lixo velho chorume manta de PVC lençol freático Ilustração esquemática de aterro controlado	• É formado a partir da remediação do lixão. • Em geral, recebe uma cobertura de argila e grama e uma manta de PVC na área adjacente. • Possui instalação de dutos para captação do gás metano. • É equipado com um sistema de recirculação do chorume, que é coletado e levado para cima da pilha de lixo. • O lixo passa a receber uma cobertura de terra.
Aterro sanitário não há urubus, outros animais ou mau cheiro captação e queima do gás metano cobertura diária tratamento do chorume lixo novo terra virgem captação do chorume vedação com manta de PVC e argila não há contaminação do lençol freático Ilustração esquemática de aterro sanitário	• O solo é nivelado e impermeabilizado (com manta de PVC e argila), o que o torna preparado para receber o lixo. • O chorume é coletado e enviado para uma estação de tratamento antes de ser lançado ao meio ambiente. • O gás metano é captado e queimado no local. • O lixo nunca fica exposto, recebendo uma cobertura diária de terra. • Não há mau cheiro. • Não há catadores. • Não há proliferação de animais e insetos.

Ilustrações: Paulo Manzi/Arquivo da editora

RETOMANDO A NOTÍCIA

A reportagem da página 237 discute o problema do descarte acelerado de equipamentos eletrônicos que tem gerado um volume colossal de lixo potencialmente perigoso ao meio ambiente. Você sabe como é feita a reciclagem responsável do lixo eletrônico?

Segundo a Associação Brasileira da Indústria Elétrica e Eletrônica (Abinee), são comercializados por ano no Brasil 1,2 bilhão de pilhas e 400 milhões de baterias de celular.

Assim como essa quantidade imensa chega às mãos do consumidor, uma quantidade igualmente enorme acaba no lixo comum todos os anos.

A princípio isso não seria problema, já que, desde 2001, uma nova legislação regulamenta a quantidade máxima de material tóxico permitida em pilhas e baterias, como chumbo e cádmio.

Dessa forma, alguns tipos de pilha – como as alcalinas –, cujos níveis de resíduos tóxicos ficaram abaixo do limite estabelecido no artigo 6º dessa lei, agora podem ser descartados diretamente no lixo doméstico para serem encaminhados, segundo consta no artigo, a "aterros sanitários licenciados".

O problema é que apenas 10% dos aterros brasileiros, segundo estimativa do Instituto Brasileiro do Meio Ambiente e dos Recursos Naturais Renováveis (Ibama), atendem a esse quesito.

Também é preciso considerar que nem todas as pilhas que compramos estão de acordo com o padrão. Segundo o Conselho Nacional do Meio Ambiente (Conama), cerca de 33% das pilhas e baterias existentes no país são provenientes de contrabando ou de outras origens, ou seja, temos em circulação cerca de 400 milhões de pilhas e baterias que podem estar fora do padrão de segurança.

Além disso, ainda que a quantidade de substâncias tóxicas seja mínima em cada pilha vendida e esteja de acordo com a lei, são milhões de pilhas descartadas que, juntas, somam uma quantidade considerável dessas substâncias.

A reciclagem ou reaproveitamento das pilhas e baterias realizados no Brasil é muito pequena.

No caso específico de baterias automotivas, a reciclagem no Brasil é feita em larga escala, atingindo índices de 99,5%. Isso obedece a razões econômicas. Para as empresas, a reciclagem é lucrativa porque o chumbo precisa ser importado.

Já a reciclagem responsável de pilhas e outros tipos de baterias é um processo mais difícil e complexo. Assim como existe uma grande variedade de tipos e tamanhos de pilhas e baterias, também existem vários processos diferentes para reciclagem.

Empresas de baterias de celulares geralmente recolhem o material e o enviam para recicladoras fora do Brasil.

Existe apenas uma empresa em operação no Brasil, que recicla cerca de 6 milhões de pilhas e baterias por ano, menos de 1% do total comercializado.

As imagens a seguir, cedidas por essa empresa, mostram resumidamente o procedimento geral utilizado na reciclagem de baterias simples usadas em calculadoras.

Fotos: Reprodução/Suzaquim Indústrias Químicas

1. Descarregamento, seleção e separação. Produtos semelhantes são separados para serem enviados ao processo adequado.

2. Triagem de pilhas para corte posterior. A carcaça de plástico é separada do restante. O plástico é enviado para ser reciclado por outras empresas.

3. Moagem. É onde ocorre a separação de alguns metais, como o aço do chamado pó químico (resíduo da pilha gasta).

4. Reator químico. O pó químico passa por reações de precipitação formando diferentes compostos químicos.

5. Filtragem e prensagem. Com filtros e prensa, é feita uma nova separação entre líquidos e sólidos.

6. Calcinador. Forno em que os sólidos são calcinados.

7. Nova moagem. Os sólidos calcinados passam por outra moagem.

8. Produto final. São obtidos sais e óxidos metálicos usados por indústrias de tintas, cerâmicas e outras.

9. Lavador de gases: controla as emissões para não poluírem o meio ambiente.

Lama tóxica pode degradar 3 000 km durante um milênio, diz biólogo

"No ano 3000 o Vale do Rio Doce ainda pode sofrer os danos provocados pelo rompimento de uma barragem de rejeitos de minério de ferro [em 5 de novembro de 2015] que matou pelo menos sete pessoas e devastou o distrito de Bento Rodrigues, em Mariana, na região central de Minas. Além dos danos à população, a lama contaminada deixou um rastro de destruição ao meio ambiente que dificilmente será superado.

Segundo o biólogo André Ruschi, diretor da Estação de Biologia Marinha Augusto Ruschi, no Espírito Santo, os números impressionam: a área afetada pelos resíduos tóxicos pode chegar a 3000 km (considerando as margens) e levar mais de mil anos para se regenerar. Entre os vários estragos à fauna e à flora está a morte de meio trilhão de seres vivos, estima o especialista.

Ruschi alerta que a onda de lama provocada pela tragédia pode ser considerada um verdadeiro 'veneno' para o meio ambiente. Recentemente, um laudo elaborado pelo Igam (Instituto Mineiro de Gestão das Águas) comprovou a alta concentração de metais tóxicos, como arsênio, chumbo, cromo e níquel. Para ele, o desequilíbrio atinge várias frentes do ecossistema.

'A área úmida que existia não existe mais. Mais de 250 espécies entrariam agora na época de reprodução com as chuvas, então estavam colocando ovos. A população de anfíbios é muito sensível porque absorve pela pele estes metais pesados e depende dela para respirar. Como o ambiente vai ficar contaminado por muito tempo, vai haver descontrole na população de mosquitos. Este problema está só começando.'

Os lençóis freáticos também estão condenados 'por um tempo que não somos capazes de dizer'. Ruschi explica que a retirada dos resíduos que 'cimentaram' o rio Doce é crucial para o renascimento do ambiente. O especialista atribui a tragédia à negligência da Samarco e da Vale, controladora da empresa.

'[Mesmo com a retirada desses] resíduos, [a] recuperação pode levar centenas de anos. A quantidade de espécies extintas e peixes é muito grande. Todos os poços em uma grande extensão estarão envenenados. A Samarco e a Vale são responsáveis por todos estes problemas e têm a covardia de dizer que isto foi um acidente.'

A presidente da AMDA (Associação Mineira de Defesa do Ambiente), Dalce Ricas, também avalia que nunca será possível determinar o impacto da devastação. Ela alega que o processo de reconstrução é extremamente complexo.

'Destruir é muito mais fácil do que construir. Até termos um ambiente diversificado em termos de fauna e flora pode levar décadas. O que tinha no caminho da lama foi exterminado, não há como conter toneladas de lama de chegarem ao meio ambiente: é sentença de morte anunciada.'

A chave para evitar que novos desastres como este aconteçam está no investimento em novas tecnologias, que eliminam barragens de rejeitos, e em uma fiscalização adequada, segundo Dalce: 'Não dá mais para ficar minerando com barragens'.

'Já passou o momento de as empresas, que são as maiores responsáveis, avançarem nas pesquisas tecnológicas. O poder público precisa criar políticas que incentivem novos métodos e fiscalizem a atividade da mineração. Os órgãos ambientais estão sucateados. Como vamos fiscalizar sem conhecimento? Precisamos de um corpo técnico capacitado e de um pente-fino em todas as barragens do Estado'."

Disponível em: <http://noticias.r7.com/minas-gerais/lama-toxica-pode-degradar-3000-km-durante-um-milenio-diz-biologo-19112015>. Acesso em: 4 mar. 2016.

Lamaçal sobre o distrito de Bento Rodrigues, destruído pelo rompimento da barragem de rejeitos de mineração. Mariana, Minas Gerais, 2015.

Maurício Simonetti/Pulsar Imagens

Exercício resolvido

5 (UEL-PR) Ainda hoje, muitos trabalhadores exercem suas atividades sem os devidos equipamentos de proteção e segurança. As substâncias mais comuns que podem contaminar o trabalhador em cortumes, garimpos de ouro, refinarias de petróleo e fábricas de baterias automotivas apresentam, respectivamente, em sua composição:

a) mercúrio, enxofre, crômio, chumbo.
b) chumbo, crômio, mercúrio, enxofre.
c) enxofre, mercúrio, crômio, chumbo.
d) crômio, enxofre, chumbo, mercúrio.
e) crômio, mercúrio, enxofre, chumbo.

Resolução

Principais poluentes presentes:

- cortumes – crômio;
- garimpos de ouro – mercúrio (é usado para amalgamar o ouro residual do garimpo e, assim, aumentar o rendimento do processo);
- refinarias de petróleo – enxofre;
- fábricas de baterias automotivas – chumbo (usado como eletrodo nas baterias).

Alternativa **e**.

Exercícios

ATENÇÃO! Não escreva no seu livro!

13 (Cefet-PR) O mercúrio, o cádmio e o chumbo são metais extremamente tóxicos. Afetam o sistema nervoso central, o fígado, os rins, os pulmões e são biocumulativos. Estes metais estão presentes nas pilhas do tipo zinco-carbono e alcalinas, que contêm de 0,025 a 1% de mercúrio, nas pilhas de níquel-cádmio, no "botão" de mercúrio e nas pequenas baterias de chumbo.

As pilhas ou baterias são usadas em rádios portáteis, brinquedos, controles remotos, telefones celulares, aparelhos auditivos, entre outros. A produção brasileira anual é de cerca de 800 milhões de pilhas. O destino final das pilhas no Brasil ainda são os lixões ou aterros sanitários, contaminando o solo, os cursos de água, o lençol freático, a flora e a fauna, devido ao vazamento dos metais tóxicos, que chegam ao ser humano através das teias alimentares.

Porém, já está em vigor, desde 1º de julho de 2000, a resolução nº 257/99 do Conama, que obriga os fabricantes a receberem as pilhas após o seu uso, bem como tratá-las adequadamente.

As pilhas de mercúrio são usadas em relógios e cronômetros, e as reações que ocorrem nessas pilhas são:

$$Zn(s) \longrightarrow Zn^{2+}(aq) + 2\,e^-$$

$$HgO(s) + H_2O(\ell) + 2\,e^- \longrightarrow Hg(\ell) + 2\,OH^{1-}(aq)$$

De acordo com as reações acima, o que é correto afirmar?

a) Quando a pilha está fornecendo energia, os elétrons partem do eletrodo de zinco.
b) Quando a pilha está em funcionamento, as quantidades de Zn(s) e de Hg(ℓ) diminuem.
X c) O eletrodo de HgO(s) é o ânodo.
d) Quando a pilha está em funcionamento, as quantidades de Zn(s) e de Hg(ℓ) aumentam.

14 (Cefet-SP) No Brasil ainda não se sabe o que fazer com resíduos tóxicos como pilhas, baterias de celular, de carro e de aparelhos de audição. Nas embalagens, não existe nenhuma recomendação ao consumidor. As pilhas comuns possuem lítio e níquel; as baterias de aparelhos de audição, mercúrio; as de celular, além do metal magnésio, possuem chumbo, mercúrio e níquel e as baterias de carros possuem chumbo.

Considerando os metais presentes nos produtos acima, foram apresentadas as seguintes ações:

I. As baterias de celular apresentam metais pesados e devem ser recolhidas pelo fabricante.
II. Orientar os usuários que apenas as pilhas comuns podem ser descartadas, desde que em aterros sanitários, pois seus componentes são facilmente oxidáveis.
III. Orientar o usuário quanto ao descarte das baterias de carro, pois possuem um metal altamente tóxico com poder acumulativo no organismo humano.
IV. O número de usuários das baterias de aparelhos de audição é muito pequeno, portanto esse tipo de bateria não traz problemas ao ambiente.

A alternativa que contém todas as afirmações aceitáveis é:

a) I e II.
b) I e III.
X c) I, II e III.
d) I, III e IV.
e) I, II, III e IV.

CAPÍTULO 11 Eletrólise

Eletrólise

FOI NOTÍCIA!

Tecnologia, consumo e dor

"Esse lugar é o inferno na Terra. Pessoas trabalhando sob a mira de homens armados por toda parte. Meninos de 14, 15, 16 anos cavando nos buracos. Crianças com até 4 anos vendendo coisas e fazendo serviços para os soldados. Não há água potável.'

O cineasta dinamarquês Frank Poulsen sempre se considerou uma pessoa forte para cenários de pobreza e sofrimento, tendo ido a África várias vezes. Mas a visão da enorme mina de cassiterita de Bisie, num ponto remoto [da República Democrática] do Congo oriental, foi 'muito além de tudo que eu já tinha visto'. [...]

Em Bisie, milhares de pessoas se dedicam a procurar minérios que, muitos estágios depois, se transformam em componentes dos celulares que todos usam. Foi lá que o diretor conseguiu as imagens mais impactantes de seu documentário, *Blood in the Mobile* (Sangue no celular, em tradução livre). [...]

O filme alerta que as matérias-primas que fazem este século XXI ser tão bem informado e conectado muitas vezes vêm de lugares que remetem aos tempos da escravidão. [...]

País que tem o tamanho da Europa ocidental, a República Democrática do Congo (o antigo Zaire) repousa esplendidamente sobre imensas reservas de diamantes, ouro, cobre, cobalto, cassiterita, volframita e coltan (abreviação para columbita-tantalita). Fora as pedras preciosas, o resto da lista são materiais usados no processo de fabricação de qualquer aparelho de celular.

Os recursos minerais do Congo são motivo de disputas sangrentas. No fim dos anos 1990, as tensões descambaram no conflito mais sangrento do planeta desde o fim da Segunda Guerra Mundial, envolvendo o exército congolês, milícias locais, forças de Ruanda, Burundi e mais seis países.

Chamada de Segunda Guerra do Congo ou Guerra do Coltan, ela terminou oficialmente em 2003. Mas a paz nunca chegou de fato à região, que segue castigada por violência, exploração, ausência de direitos humanos básicos, fome e doenças. De 1998 a 2008, 5,4 milhões de pessoas morreram em consequência dos conflitos. Os produtos das minas locais ganharam o nome neutro de 'minérios do conflito'.

Não surpreende que as condições de trabalho num cenário assim sejam as piores possíveis. 'A situação nas minas é análoga à escravidão. As pessoas ganham para trabalhar, mas estão aprisionadas, amarradas em dívidas com os grupos armados', relata [o cineasta]."

ROCHA, Camilo. *O Estado de S. Paulo*, São Paulo, 23 out. 2011. Disponível em: <http://blogs.estadao.com.br/link/tecnologia-consumo-e-dor/>. Acesso em: 23 mar. 2016.

Bloomberg/Getty Images

Mina da província de Katanga, República Democrática do Congo, 2012.

Você acabou de ler um artigo sobre os conflitos armados que envolvem a mineração de coltan. Você sabe o que é coltan e por que não recebemos mais informações sobre o que ocorre nas minas da República Democrática do Congo?

1 A eletrólise

A eletrólise é um processo inverso ao da pilha, ou seja, utiliza a energia elétrica para forçar a ocorrência de uma reação química não espontânea pela neutralização da carga de íons e a obtenção de substâncias de interesse comercial.

> Eletrólise é um processo não espontâneo de descarga de íons, no qual, à custa de energia elétrica, o cátion recebe elétrons e o ânion doa elétrons para que ambos fiquem com energia química acumulada.

Para efetuar o processo de eletrólise, é necessário que haja íons livres no sistema, o que só pode ocorrer de duas maneiras:

- Pela fusão (passagem para a fase líquida) de uma substância iônica.
- Pela dissociação ou ionização de certas substâncias em meio aquoso.

Logo, a eletrólise é feita em uma dessas condições e permite obter uma série de substâncias que não são encontradas na natureza, como cloro, iodo, soda cáustica e outras, utilizadas como matéria-prima em vários ramos da indústria, de medicamentos a alimentos, de produtos têxteis a derivados de petróleo.

Os eletrodos (ânodo e cátodo) que compõem o sistema em uma eletrólise podem apenas conduzir corrente elétrica sem participar ativamente das reações – nesse caso são denominados **eletrodos inertes** – ou podem participar ativamente do processo – **eletrodos ativos**.

Ilya Andriyanov/Shutterstock/Glow Images

Cloreto de sódio, $NaC\ell(s)$.

Charles D. Winters/Photoresearchers/Latinstock

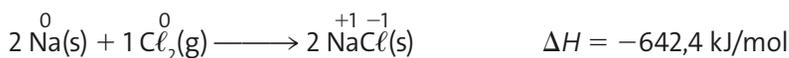
Sódio metálico, Na(s).

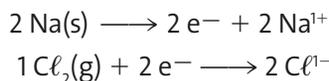
Eletrólise ígnea

Eletrólise ígnea é a eletrólise que ocorre pela fusão da substância iônica utilizando eletrodos inertes.

Sabemos que os íons são formados por causa de uma transferência de elétrons entre átomos de determinados elementos químicos na tentativa de adquirir estabilidade.

Considere, por exemplo, a formação do cloreto de sódio:

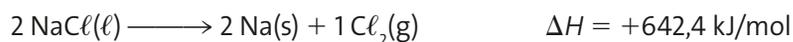
$$2\ \overset{0}{Na}(s) + 1\ C\overset{0}{\ell_2}(g) \longrightarrow 2\ \overset{+1}{Na}\overset{-1}{C\ell}(s) \qquad \Delta H = -642{,}4\ kJ/mol$$

O NOx de cada substância na reação mostra que houve transferência de elétrons do sódio metálico para o gás cloro, formando o cristal iônico de cloreto de sódio (ou rede cristalina de íons Na^{1+} e $C\ell^{1-}$).

$$2\ Na(s) \longrightarrow 2\ e^- + 2\ Na^{1+}$$
$$1\ C\ell_2(g) + 2\ e^- \longrightarrow 2\ C\ell^{1-}$$

O ΔH da reação mostra que esse processo espontâneo libera energia. Se quisermos inverter esse processo, ou seja, fazer o cátion sódio receber de volta o elétron que o átomo de sódio havia doado ($2\ Na^{1+} + 2\ e^- \longrightarrow 2\ Na(s)$) e fazer o ânion cloreto doar o elétron que o átomo de cloro havia recebido ($2\ C\ell^{1-} \longrightarrow C\ell_2(g) + 2\ e^-$), estaremos forçando a passagem de um estado de **maior estabilidade**, portanto menos energético (da substância iônica), para outro de **menor estabilidade**, portanto mais energético (da substância simples).

Charles D. Winters/Photoresearchers/Latinstock

Cloro gasoso, $C\ell_2(g)$.

Para conseguir isso, teremos de fornecer energia, no caso, 642,4 kJ por mol de íons Na^{1+} e $C\ell^{1-}$ descarregados.

$$2\ NaC\ell(\ell) \longrightarrow 2\ Na(s) + 1\ C\ell_2(g) \qquad \Delta H = +642,4\ kJ/mol$$

A energia elétrica utilizada para provocar a descarga dos íons, transformando-os em substâncias simples ou metálicas, é a energia elétrica que fica armazenada nessas substâncias, na forma de energia química.

A palavra eletrólise vem de *eletro*, 'corrente elétrica', e *lise*, 'quebra'; ou seja, significa 'quebra pela corrente elétrica'.

A **eletrólise ígnea** (do latim *igneus*, 'ardente, inflamado') é feita com a substância iônica na fase líquida (fundida); logo, na ausência de água.

O recipiente em que ocorre a eletrólise é denominado **célula** ou **cuba eletrolítica** e é construído para suportar temperaturas bastante elevadas, pois o ponto de fusão das substâncias iônicas geralmente é muito alto.

A essa cuba eletrolítica são adaptados dois eletrodos inertes feitos de material condutor, normalmente grafita ou platina.

O ânodo é ligado ao polo positivo de um gerador de corrente contínua, e o cátodo é ligado ao polo negativo desse gerador que, ao ser acionado, produz uma *ddp* suficiente para descarregar os íons da substância iônica fundida que se encontra na cuba.

• **Ânodo**: onde ocorre oxidação.
É o eletrodo ligado ao **polo positivo** do gerador.
É do ânodo que saem os elétrons, portanto é onde os ânions se descarregam.
$A^{y-}(\ell) \longrightarrow A(\ell) + y\,e^-$ (oxidação)

• **Cátodo**: onde ocorre redução.
É o eletrodo ligado ao **polo negativo** do gerador.
É ao cátodo que chegam os elétrons, portanto é onde os cátions se descarregam.
$C^{x+}(\ell) + x\,e^- \longrightarrow C(\ell)$ (redução)

fonte de corrente contínua

caminho dos elétrons

caminho dos elétrons

aquecedores

íons da substância

cátodo

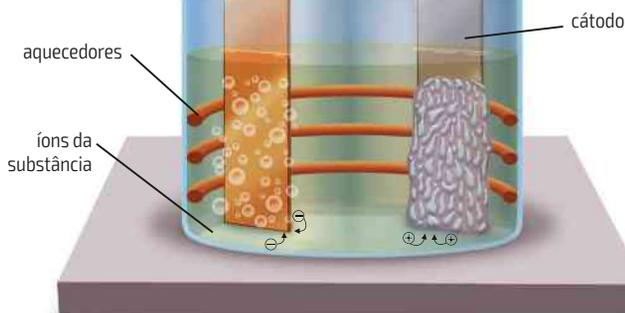
Paulo Manzi/Arquivo da editora

Observe que, assim como numa pilha, o ânodo é o polo onde ocorre oxidação, e o cátodo é o polo onde ocorre redução.

Ilustração esquemática de eletrólise ígnea.

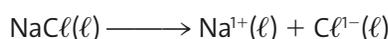
Obtenção de substâncias simples

A eletrólise ígnea é o método utilizado industrialmente para a obtenção de metais alcalinos (família 1), de metais alcalinoterrosos (família 2), de alumínio (família 13) e de halogênios (família 17) na forma de substâncias simples.

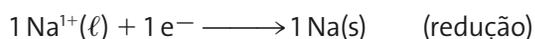
Por exemplo, a eletrólise ígnea do cloreto de sódio, $NaC\ell(s)$. Na temperatura de 800,4 °C, o cloreto de sódio passa para a fase líquida:

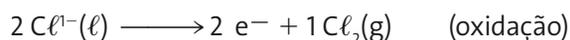
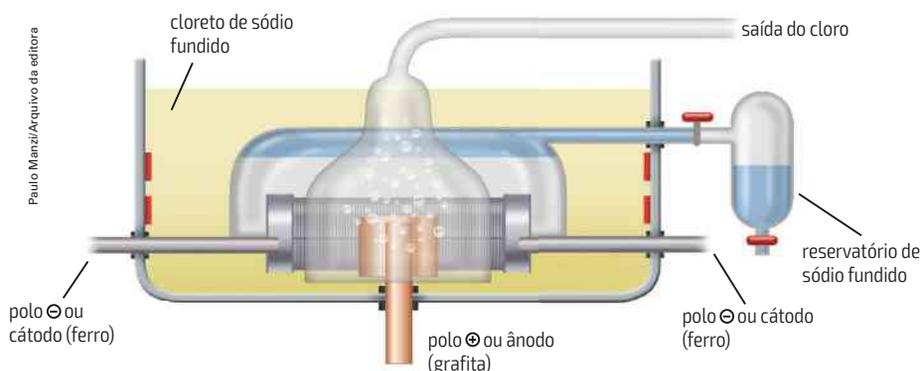
$$NaC\ell(s) \xrightarrow{\Delta} NaC\ell(\ell)$$

Na fase líquida, não existe a organização que havia no cristal de $NaC\ell(s)$. O cloreto de sódio líquido dissocia-se em íons $Na^{1+}(\ell)$ e $C\ell^{1-}(\ell)$, que adquirem certa mobilidade.

$$NaC\ell(\ell) \longrightarrow Na^{1+}(\ell) + C\ell^{1-}(\ell)$$

Quando ligamos o gerador de corrente contínua, ocorrem os seguintes fenômenos:

1. Os cátions $Na^{1+}(\ell)$ migram para o cátodo, polo negativo, onde cada cátion recebe um elétron, sofrendo descarga e se transformando em sódio metálico, Na(s). O metal fica depositado na superfície do cátodo, podendo ser recolhido em um reservatório adaptado ao sistema.

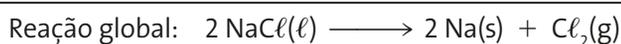
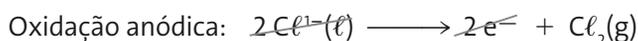
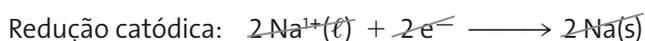
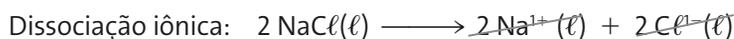
   $1\,Na^{1+}(\ell) + 1\,e^- \longrightarrow 1\,Na(s)$ (redução)

2. Os ânions $C\ell^{1-}(\ell)$ migram para o ânodo, polo positivo, onde cada ânion doa um elétron, sofrendo descarga e se transformando em átomos de cloro, que imediatamente se combinam dois a dois para formar moléculas de $C\ell_2(g)$.

   $2\,C\ell^{1-}(\ell) \longrightarrow 2\,e^- + 1\,C\ell_2(g)$ (oxidação)

O cloro é um gás e borbulha no ânodo, devendo ser recolhido por meio de um tubo de vidro adaptado ao sistema, conforme mostra a ilustração a seguir:

A equação global da eletrólise é fornecida pela soma de todas as equações parciais:

Dissociação iônica: $2\,NaC\ell(\ell) \longrightarrow \cancel{2\,Na^{1+}(\ell)} + \cancel{2\,C\ell^{1-}(\ell)}$

Redução catódica: $\cancel{2\,Na^{1+}(\ell)} + \cancel{2\,e^-} \longrightarrow 2\,Na(s)$

Oxidação anódica: $\cancel{2\,C\ell^{1-}(\ell)} \longrightarrow \cancel{2\,e^-} + C\ell_2(g)$

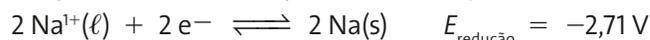
Reação global: $2\,NaC\ell(\ell) \longrightarrow 2\,Na(s) + C\ell_2(g)$

O sódio metálico apresenta densidade igual a 0,9712 g/cm³ a 20 °C, enquanto o cloreto de sódio apresenta densidade igual a 2,163 g/cm³ a 20 °C. Como a densidade do sódio metálico é bem menor, à medida que ele vai sendo formado, passa a ocupar a parte de cima do eletrodo, encaminhando-se ao reservatório.

O sódio metálico é um sólido brando (que cede facilmente à pressão) e pode ser cortado com uma faca comum, mas é preciso usar luvas de borracha para manuseá-lo e tomar muito cuidado. É prateado, oxida rapidamente no ar e reage violentamente com a água. À temperatura ambiente possui consistência de cera e se torna quebradiço à baixa temperatura. Deve ser armazenado imerso em óleo mineral ou querosene. Apresenta risco elevado de incêndio em contato com a água em qualquer forma. Queima espontaneamente no ar seco quando é aquecido (nesse caso, para extinguir o fogo, utiliza-se sal ou cal). Graças às suas propriedades, a obtenção e armazenagem do sódio metálico ocorre na ausência de ar.

As **pilhas** só se formam a partir de reações **espontâneas**, nas quais o sentido do fluxo de elétrons é do eletrodo mais reativo para o menos reativo, por isso a força eletromotriz de uma pilha será sempre um **número positivo**.
Já um processo de **eletrólise** é **não espontâneo**, e o sentido do fluxo de elétrons é do ânion para o cátion. Esse processo só ocorre com fornecimento de energia externa. Por isso, a força eletromotriz em um processo de eletrólise será sempre um **número negativo**.

Pelos potenciais-padrão de redução, observamos que essa reação não é espontânea. Observe que o sinal da força eletromotriz é negativo:

$$2\,Na^{1+}(\ell) + 2\,e^- \rightleftharpoons 2\,Na(s) \qquad E_{redução} = -2{,}71\ V$$

$$2\,C\ell^{1-}(\ell) \rightleftharpoons 2\,e^- + C\ell_2(g) \qquad E_{redução} = +1{,}36\ V$$

$$\Delta E = E_{redução\ do\ cátodo} - E_{redução\ do\ ânodo}$$

$$\Delta E = -2{,}71 - (+1{,}36) \Rightarrow \Delta E = -4{,}07\ volts$$

Teoricamente a diferença de potencial que o gerador de corrente contínua deve aplicar entre os eletrodos para obter a descarga dos íons é calculada pela força eletromotriz em módulo somada às resistências elétricas existentes no circuito.

Assim, esse valor em módulo, 4,07, fornece a *ddp* que um gerador deve produzir (desconsiderando qualquer resistência elétrica no circuito) para efetuar a eletrólise ígnea do cloreto de sódio.

Cotidiano do Químico

Síntese do alumínio

Em 1827, aos 27 anos de idade, o químico alemão Friedrich Wöhler (1800-1882) — famoso por ter feito a primeira síntese de um composto orgânico em laboratório — desenvolveu um método que envolvia o aquecimento do cloreto de sódio com cloreto de alumínio e sódio metálico. Por meio desse método obteve alumínio metálico em quantidade mais significativa.

Mas o método de Wöhler era caro e muito complexo, de modo que o alumínio chegou a ser vendido por 220 dólares o quilograma.

Durante a década de 1880, o professor de química Frank F. Jewett comentava sempre com seus alunos que, embora o alumínio fosse muito abundante na Terra (8,1% em massa), ninguém até aquele momento havia sido capaz de extraí-lo por meio de um processo economicamente viável.

Charles Martin Hall (1863-1914), um jovem de 22 anos que era aluno de Jewett, decidiu que esse seria o tema de seu projeto de graduação: pesquisar uma forma econômica de obter alumínio.

Hall desconfiou de que poderia alcançar esse objetivo usando a eletricidade e também de que seria necessário encontrar um fundente para a bauxita (o composto mais abundante de alumínio).

Construiu uma bateria improvisada e testou várias substâncias como fundente até que chegou à criolita, $3\,NaF \cdot A\ell F_3(s)$.

Aqueceu a criolita até a fusão e, em seguida, adicionou a bauxita e percebeu que ela se dissolvia facilmente.

Hall ligou a bateria, de modo que a corrente elétrica atravessasse a mistura, e observou o alumínio metálico se acumulando ao redor do eletrodo negativo da bateria. Tão logo o metal esfriou o suficiente para poder ser segurado nas mãos, Hall correu para mostrá-lo ao professor Jewett.

Consta que, poucos meses depois, um jovem francês chamado Paul L. T. Heroult (1863-1914), também com 22 anos, desenvolveu o mesmo processo eletrolítico para a obtenção de alumínio (sem nunca ter ouvido falar do trabalho de Hall).

De qualquer forma, Hall entrou primeiro com o pedido de patente do processo e recebeu a prioridade.

Hall ficou milionário com sua descoberta e, ao morrer, deixou grande parte de sua fortuna para o Oberlin College.

No prédio de Química do Oberlin College há uma estátua de Hall, e na casa de sua família foi colocada uma placa comemorativa. Tanto a estátua como a placa foram feitas de alumínio.

Em 1889, o químico alemão Johann Friedrich Wilhelm Adolf von Bayer (1835-1917) aperfeiçoou o processo desenvolvido por Hall. É o processo de Bayer que as indústrias utilizam hoje.

RETOMANDO A NOTÍCIA

O artigo da página 264 fala sobre os conflitos armados que envolvem a mineração de coltan. Você sabe o que é coltan e por que não recebemos mais informações sobre o que ocorre nas minas da República Democrática do Congo?

O **coltan** é um minério de fórmula geral $(Fe, Mn)(Nb, Ta)_2O_6$. Seu nome é uma associação das palavras **col**umbita e **tan**talita, de onde se extraem respectivamente os metais nióbio, $_{41}Nb$, e tântalo, $_{73}Ta$, considerados atualmente materiais estratégicos. É graças às propriedades desses metais que acompanhamos dia a dia a progressiva miniaturização e o avanço tecnológico de aparelhos eletroeletrônicos de todos os tipos.

Segundo o *ranking* baseado na mineração legal, os maiores produtores mundiais de coltan são Austrália, Brasil e Canadá, sendo que no Brasil uma das maiores reservas do minério se encontra no Amazonas, dentro de uma reserva Ianomami. Mas a realidade é que 80% das reservas naturais de coltan encontram-se na África e, a maior parte desta, na República Democrática do Congo, também chamada RDC.

Desde agosto de 1998 as minas de coltan do leste da RDC foram tomadas por rebeldes armados de Ruanda, Uganda e Burundi que, contrabandeando milhares de toneladas do minério para seus países e exportando para o mercado global, usam os lucros para financiar suas milícias e subjugar a população local. É praticamente uma reprise do que ocorreu com os chamados "diamantes de sangue", com a diferença de que o comércio de diamantes obedece a regulamentações rígidas para importação e exportação e, portanto, pode ser mais facilmente controlado pela comunidade internacional. Já o comércio de coltan baseia-se em conexões comerciais reservadas e tortuosas.

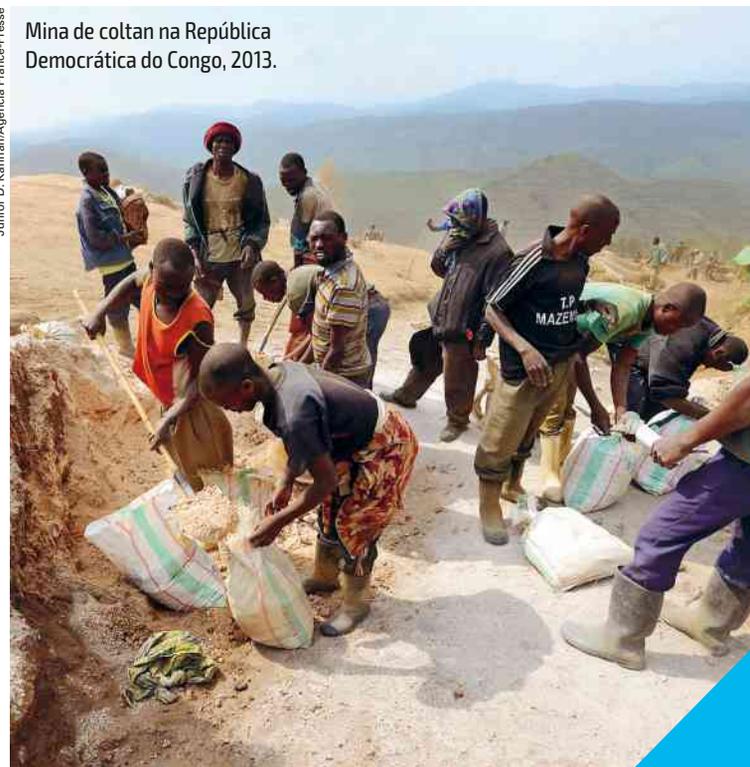
A mineração do coltan nesse país envolve trabalho em condições de semiescravidão, violência aos direitos e à dignidade humana e trabalho infantil. Os conflitos em torno das minas de coltan atingiram também os animais; elefantes e gorilas das montanhas (espécie em extinção) tiveram baixas significativas em sua população para servirem de alimento tanto aos rebeldes como aos mineiros.

Estima-se que desde 1998 mais de 5 milhões de pessoas morreram como resultado direto ou indireto dos conflitos na RDC. A maioria dessas mortes, 90%, ocorreu na parte leste do país e foram causadas por desnutrição ou doenças provocadas pelo deslocamento de pessoas que fugiam da violência. Mais de 200 mil congoleses morreram diretamente nas mãos de soldados de todas as facções envolvidas no conflito, e cerca de 18 milhões ficaram sem acesso a qualquer tipo de serviço do Estado (saúde, educação, saneamento, transporte, etc.).

Vivemos numa sociedade globalizada, informam-nos em tempo real sobre acidentes naturais no Japão, armas químicas na Síria, explosões no Afeganistão, mas os conflitos que envolvem o coltan, mesmo já tendo tirado a vida de 5 milhões de pessoas, nunca foram manchete de jornal no Brasil. Por quê?

Pense um pouco. Talvez se você tivesse plena consciência do custo social e ambiental que os aparelhos de última geração representam, seu desejo de ter um deles ou de trocar o modelo que possui por um mais novo acabaria se esvaindo. E isso não deve acontecer numa sociedade capitalista, não é?

Junior D. Kannah/Agência France-Presse

Mina de coltan na República Democrática do Congo, 2013.

De onde vem... para onde vai?

A ilustração está fora de escala. Cores fantasia.

Alumínio

O alumínio metálico é obtido industrialmente pela eletrólise ígnea da bauxita, que consiste em uma mistura de óxidos de alumínio, principalmente óxido de alumínio di-hidratado, $A\ell_2O_3 \cdot 2\ H_2O(s)$, que, ao ser separado das impurezas, recebe o nome de **alumina**.

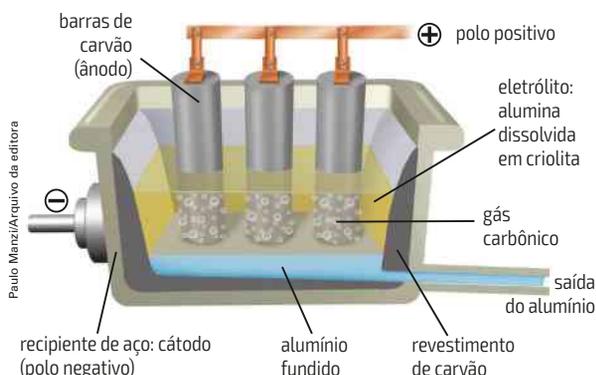
Como o ponto de fusão da alumina, $A\ell_2O_3(s)$, é muito alto, aproximadamente 2 060 °C, é necessário o uso de um fundente (substância que tem a propriedade de baixar o ponto de fusão de uma outra substância) para permitir que a eletrólise ocorra a uma temperatura mais baixa.

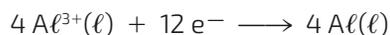
Como fundente da alumina utiliza-se o fluoreto duplo de sódio e alumínio, $3\ NaF \cdot A\ell F_3(s)$, também conhecido como criolita (do grego *kriós*, 'gelo', e *líthos*, 'pedra'). Uma característica curiosa da criolita é que essa substância possui o mesmo índice de refração da água e, assim, um cristal de criolita imerso na água fica praticamente invisível.

O único depósito natural importante de criolita é encontrado na Groenlândia. Para uso industrial, a criolita é produzida artificialmente a partir da fluorita, $CaF_2(s)$, bem mais abundante.

A mistura de alumina e criolita funde-se a cerca de 1 000 °C, e os íons $A\ell^{3+}(\ell)$ e $O^{2-}(\ell)$ ficam livres da organização mantida no cristal.

$$2\ A\ell_2O_3(\ell) \longrightarrow 4\ A\ell^{3+}(\ell) + 6\ O^{2-}(\ell)$$

A eletrólise nesse caso é feita usando-se o seguinte esquema:

A mistura de alumina e criolita fundida fica contida em recipientes de aço, cujas paredes atuam como polo negativo da eletrólise – o cátodo –, onde ocorre a redução dos cátions alumínio:

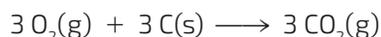
$$4\ A\ell^{3+}(\ell) + 12\ e^- \longrightarrow 4\ A\ell(\ell)$$

Como o alumínio funde-se a 660,37 °C e é mais denso que a mistura de alumina e criolita, ele vai se acumulando na forma líquida, no fundo do recipiente, de onde é vazado periodicamente.

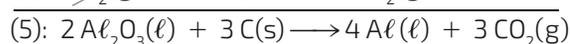
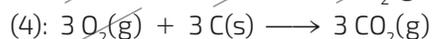
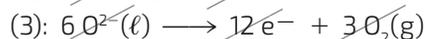
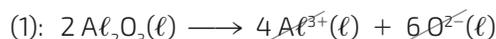
O ânodo ou polo positivo é uma série de cilindros de carvão fabricados com coque de petróleo (resíduo da refinação do petróleo).

Nesses cilindros, constituídos basicamente de carbono, ocorre a reação de oxidação:

$$6\ O^{2-}(\ell) \longrightarrow 12\ e^- + 3\ O_2(g)$$

O oxigênio aí formado reage com o carbono do eletrodo, produzindo gás carbônico:

$$3\ O_2(g) + 3\ C(s) \longrightarrow 3\ CO_2(g)$$

A equação global (5) da eletrólise é a soma das equações (1) de dissociação, (2) catódica, (3) anódica, (4) combustão da grafita:

$$\begin{aligned}
&(1):\ 2\ A\ell_2O_3(\ell) \longrightarrow \cancel{4\ A\ell^{3+}(\ell)} + \cancel{6\ O^{2-}(\ell)}\\
&(2):\ \cancel{4\ A\ell^{3+}(\ell)} + \cancel{12\ e^-} \longrightarrow 4\ A\ell(\ell)\\
&(3):\ \cancel{6\ O^{2-}(\ell)} \longrightarrow \cancel{12\ e^-} + \cancel{3\ O_2(g)}\\
&(4):\ \cancel{3\ O_2(g)} + 3\ C(s) \longrightarrow 3\ CO_2(g)\\
\hline
&(5):\ 2\ A\ell_2O_3(\ell) + 3\ C(s) \longrightarrow 4\ A\ell(\ell) + 3\ CO_2(g)
\end{aligned}$$

Para se obter uma tonelada de alumínio, são necessárias aproximadamente duas toneladas de alumina (extraídas de 4 a 5 toneladas de bauxita), 50 quilogramas de criolita e 0,6 tonelada de carvão para formar os eletrodos.

Um dos primeiros usos do alumínio foi nas aeronaves alemãs zepelim da Primeira Guerra Mundial. Essas aeronaves eram feitas de duralumínio (liga constituída de 95,5% de $A\ell$, 3% de Cu, 1% de Mn e 0,5% de Mg), inventado em 1906, cuja densidade é cerca de um terço da densidade do aço. Atualmente, o consumo desse metal, que apresenta elevada resistência mecânica, baixa

densidade (2,698 g/cm^3) e elevada resistência à corrosão, ultrapassa 38 milhões de toneladas por ano em aplicações diversas; como tampas de iogurte, frigideiras, carrocerias de automóveis e fuselagens de aviões.

"[Em 2015] A produção deve alcançar um volume de 207,4 milhões de toneladas. A estimativa da Associação Brasileira do Alumínio (Abal) reforça a tendência das construtoras e consumidores de substituírem materiais como aço e madeira pelo derivado da bauxita."

Disponível em: <www.abdi.com.br/Paginas/noticia_detalhe.aspx?i=928>. Acesso em: 29 out. 2015.

Ricardo Azoury/Pulsar Imagens

Linha de montagem de automóveis

Trabalho em equipe

"Se a reciclagem nacional de latas de alumínio para bebidas fosse uma empresa, estaria entre as 500 melhores do país, com um faturamento perto dos R$ 650 milhões. O número ajuda a dimensionar o valor do sistema de reciclagem brasileiro, que há doze anos consecutivos mantém-se líder mundial, com o reaproveitamento de 97,9% das embalagens consumidas em 2012. Os dados são da Associação Brasileira do Alumínio (Abal). [...] Com o processo de produção do alumínio secundário, utiliza-se apenas 5% da energia elétrica empregada no processo de produção do metal primário. Dessa forma, a reciclagem destas 267,1 mil toneladas de latinhas [em 2012] representa uma economia que equivale ao consumo de energia residencial anual de 6,6 milhões de pessoas, ou seja, 4 mil GWh. O consumo ultrapassou a marca de 20 bilhões de latas em 2012, o que dá uma média de 103 latas por habitante ao ano."

Disponível em: <www.revistaaluminio.com.br/recicla-inovacao/37/artigo304514-1.asp>. Acesso em: 29 out. 2015.

É importante observar, no entanto, que, apesar do elevado índice de alumínio destinado à reciclagem, não houve redução na extração do minério bauxita no Brasil, uma atividade que causa um intenso impacto ambiental porque a demanda mundial por alumina e alumínio metálico destinado às mais diversas aplicações continua crescendo vertiginosamente. Em relação ao que foi exposto, pesquise:

a) Quais as vantagens da reciclagem do alumínio, além da economia na extração de matéria-prima?
b) Discuta com seu grupo por que a reciclagem do alumínio não é obrigatória por lei no Brasil como ocorre no Japão e nos Estados Unidos.
c) Por que nos países em que a reciclagem é obrigatória o índice de alumínio reciclado não chega a 100%?
d) A reciclagem de latinhas de alumínio foi muito favorecida por questões sociais no Brasil. Explique por quê.

As pesquisas podem ser feitas individualmente, e as respostas podem ser formuladas pelos grupos determinados pelo professor. Depois os grupos podem discutir suas conclusões entre si.

Exercício resolvido

1 (EEM-SP) Um dos mais importantes metais do mundo moderno, o alumínio, é obtido pela eletrólise ígnea da alumina, $A\ell_2O_3(s)$. Nesse processo, forma-se, além do alumínio metálico, um gás.

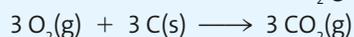
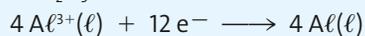
a) Mostre, por meio de semirreação, qual é esse gás.

b) O ponto de fusão da alumina, $A\ell_2O_3(s)$, é muito alto, cerca de 2 060 °C. O que a indústria faz para fundir esse composto a um custo viável?

c) Calcule a massa de alumínio obtida a partir de 20 t de $A\ell_2O_3$ supondo rendimento de 100%.

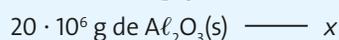
Resolução

a) No ânodo forma-se gás oxigênio, $O_2(g)$, que reage com o eletrodo de carbono formando gás carbônico no final do processo:

$$2\,A\ell_2O_3(\ell) \longrightarrow 4\,A\ell^{3+}(\ell) + 6\,O^{2-}(\ell)$$
$$4\,A\ell^{3+}(\ell) + 12\,e^- \longrightarrow 4\,A\ell(\ell)$$
$$6\,O^{2-}(\ell) \longrightarrow 12\,e^- + 3\,O_2(g)$$
$$3\,O_2(g) + 3\,C(s) \longrightarrow 3\,CO_2(g)$$
$$2\,A\ell_2O_3(\ell) + 3C(s) \longrightarrow 4\,A\ell(\ell) + 3\,CO_2(g)$$

b) Adiciona a criolita, $3\,NaF \cdot A\ell F_3(s)$, como fundente.

c) 2 mol de $A\ell_2O_3(s)$ ——— 4 mol de $A\ell(s)$

$2 \cdot 102$ g de $A\ell_2O_3(s)$ ——— $4 \cdot 27$ g de $A\ell(s)$

$20 \cdot 10^6$ g de $A\ell_2O_3(s)$ ——— x

$$x = \frac{20 \cdot 10^6 \cdot 4 \cdot 27}{2 \cdot 102} \Rightarrow$$

$\Rightarrow x = 10\,588\,000 \text{ g} \simeq 10{,}6$ t de $A\ell(s)$

Exercícios

1 Os metais alcalinos e alcalinoterrosos, assim como os halogênios, são muito reativos e não são encontrados na natureza na forma de substâncias simples, apenas como substâncias compostas, mas podem ser obtidos pela eletrólise ígnea de seus sais, feita com eletrodos inertes. Considere que os sais relacionados a seguir sejam submetidos a uma eletrólise ígnea. Indique em cada caso a equação de dissociação do sal, a reação catódica, a reação anódica e a equação global do processo.

a) Iodeto de lítio – $LiI(s)$. b) Fluoreto de cálcio – $CaF_2(s)$.

2 (Uece) O sal de cozinha é usado desde tempos imemoriais para a conservação de alimentos e, dada a sua importância, já foi usado como moeda, deste fato derivando o verbete "salário". Do ponto de vista da química, analise as sentenças abaixo.

I. No sal, o sódio e o cloro são eletrólitos, minerais que conduzem eletricidade em nossos fluidos e tecidos.

II. Gargarejar com água morna e salgada pode acalmar uma garganta inflamada porque através da osmose o sal remove os fluidos e reduz o inchaço.

III. O processo utilizado nas salinas, utilizando a energia solar para a obtenção de sal de cozinha, é uma destilação fracionada.

IV. A eletrólise ígnea do cloreto de sódio produz gás cloro, sódio metálico e hidróxido de sódio.

V. O sal de cozinha em excesso aumenta o volume do sangue porque é higroscópico e, consequentemente, aumenta também a pressão arterial.

São verdadeiras apenas:

a) I e III.
b) II, III e IV.
X c) I, II e V.
d) II, IV e V.

3 (Cefet-MG) A água do mar possui uma quantidade apreciável de íon magnésio, que pode ser extraído e precipitado como hidróxido de magnésio. Posteriormente, o hidróxido é convertido em cloreto por tratamento com ácido clorídrico. Após a evaporação da água, o cloreto de magnésio fundido é submetido à eletrólise. Sobre essa técnica, é correto afirmar que se

a) forma gás cloro no polo negativo.
b) trata de um processo espontâneo.
X c) obtém magnésio metálico no cátodo.
d) formam massas de substâncias iguais nos eletrodos.
e) mantém constante o número de oxidação do cloreto durante o processo.

4 (UPM-SP) A eletrólise é uma reação química não espontânea de oxirredução provocada pela passagem de corrente elétrica através de um composto iônico fundido (eletrólise ígnea) ou em uma solução aquosa de um eletrólito (eletrólise aquosa). O processo eletroquímico ígneo é amplamente utilizado na obtenção de alumínio a partir da alumina, $A\ell_2O_3$, que é fundida em presença de criolita ($3\,NaF \cdot A\ell F_3$), para diminuir o seu ponto de fusão. A respeito do processo de eletrólise ígnea, é incorreto afirmar que:

a) a equação global do processo de obtenção do alumínio é $2\,A\ell_2O_3 \longrightarrow 4\,A\ell^0 + 3\,O_2$.
b) a semirreação $A\ell^{3+} + 3\,e^- \longrightarrow A\ell^0$ ocorre no cátodo da célula eletrolítica.
X c) no ânodo ocorre o processo de redução.
d) há um elevado consumo de energia na realização desse processo.
e) os eletrodos mais utilizados são os de grafita e platina.

2 Eletrólise em meio aquoso

O sistema usado para fazer uma eletrólise em meio aquoso é semelhante ao da eletrólise ígnea, porém menos sofisticado, uma vez que ocorre a temperaturas bem mais baixas.

Um dos fatores que precisamos levar em conta é a descarga seletiva de cátions e ânions que ocorre em meio aquoso, como veremos a seguir.

Descarga seletiva

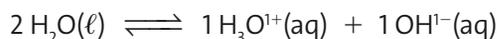
Além dos íons fornecidos pela substância dissolvida na água, por exemplo, o cloreto de magnésio fornece os íons $Mg^{2+}(aq)$ e $C\ell^{1-}(aq)$, os íons provenientes da autoionização da água, $H_3O^{1+}(aq)$ e $OH^{1-}(aq)$ que, apesar de ocorrer em escala muito pequena, possibilita duas alternativas de cátions para se descarregarem no cátodo e duas alternativas de ânions para se descarregarem no ânodo.

Observe:

- Dissociação ou ionização da substância dissolvida:

$$1\,MgC\ell_2(s) \rightleftharpoons 1\,Mg^{2+}(aq) + 2\,C\ell^{1-}(aq)$$

- Autoionização da água:

$$2\,H_2O(\ell) \rightleftharpoons 1\,H_3O^{1+}(aq) + 1\,OH^{1-}(aq)$$

Cada tipo de cátion, $Mg^{2+}(aq)$ e $H_3O^{1+}(aq)$, e cada tipo de ânion, $C\ell^{1-}(aq)$ e $OH^{1-}(aq)$, exigem uma voltagem adequada para que possam descarregar-se durante a eletrólise.

Sem levar em conta outros fatores, podemos dizer que quanto menos reativo for o íon, mais baixa será a voltagem necessária para que ele sofra descarga.

O íon menos reativo se descarrega primeiro.

Ordem de descarga de cátions

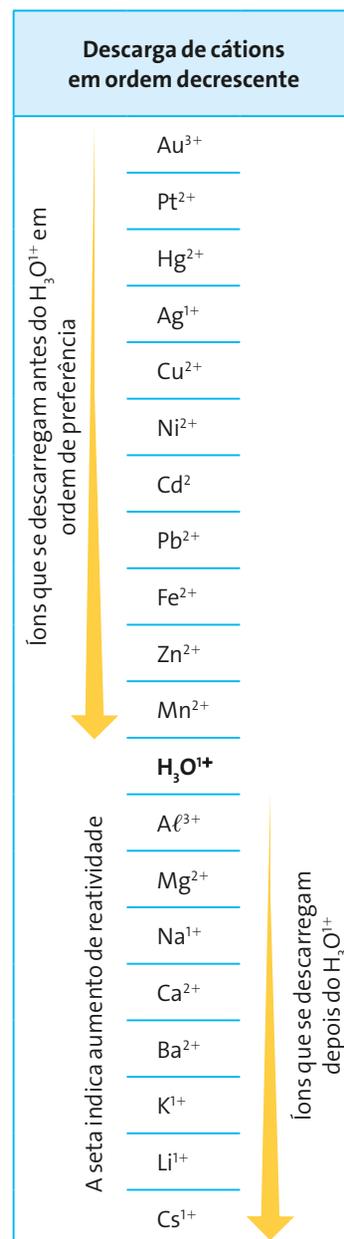
Como a eletrólise é um processo não espontâneo, a ordem de descarga dos cátions deve ser, a princípio, a ordem inversa da reatividade dos metais.

> Quanto mais reativo (eletropositivo) for o metal, maior será sua força para doar elétrons e menor sua aceitação para recebê-los de volta.

O cátion do metal menos reativo se descarrega primeiro.

A ordem decrescente de facilidade de descarga dos principais cátions encontra-se esquematizada no quadro ao lado.

Note que o cátion $H_3O^{1+}(aq)$ está numa posição diferente da que esperávamos pela simples inversão da escala de reatividade dos metais ou da tabela dos potenciais-padrão do eletrodo. Isso ocorre porque:

- Quando o $H_3O^{1+}(aq)$ se descarrega, forma-se $H_2(g)$ que fica em parte aderido ao polo negativo, dificultando a passagem da corrente elétrica, tornando necessária a aplicação de uma sobrevoltagem para que o $H_3O^{1+}(aq)$ possa continuar se descarregando.

Elemento	E^{-}
F	4,0
O	3,5
Cℓ	3,0
N	3,0
Br	2,8
I	2,5
S	2,5
C	2,5
H	2,1
P	2,1
B - Po semimetais	2,0 - 1,9
Au - Pt Metais nobres	1,9 - 1,8
Ir - Cs Metais comuns	1,9 - 0,8
Fr	0,8

Diminui a eletronegatividade

- As condições-padrão, que são 25 °C, 1 atm, 1 mol de íons por litro de solução, dos valores da tabela de potenciais-padrão de eletrodo, são muito difíceis de serem mantidas em um processo de eletrólise.

O cátion $H_3O^{1+}(aq)$ se descarrega antes dos cátions de metais alcalinos e alcalinoterrosos e do alumínio e depois de todos os demais cátions. Logo, o cátion $H_3O^{1+}(aq)$ se descarrega antes do cátion $Mg^{2+}(aq)$.

Ordem de descarga de ânions

Como a eletrólise é um processo não espontâneo, a ordem de descarga dos ânions deve ser, a princípio, a ordem inversa da reatividade dos ametais.

Quanto mais eletronegativo(s) for(em) o(s) elemento(s) que forma(m) o ânion, maior será a sua tendência de atrair elétrons e, portanto, menor sua capacidade de doá-los. Logo, o ânion do ametal menos eletronegativo se descarrega primeiro.

Pela escala parcial em ordem decrescente de eletronegatividade dos elementos fornecida ao lado (em que E^{-} representa a eletronegatividade segundo a escala de Linus Pauling), concluímos que o ânion fluoreto, F^{1-}, e os ânions oxigenados, nos quais o oxigênio está ligado a um elemento que precede o hidrogênio nessa escala, são mais difíceis de se descarregar que o ânion OH^{1-}; e este, por sua vez, estando ligado ao oxigênio, é mais difícil de se descarregar que os ânions não oxigenados.

A ordem decrescente de facilidade de descarga dos principais ânions é:

Ânions não oxigenados e o HSO_4^{1-} > OH^{1-} > ânions oxigenados e o F^{1-}.

Os ânions não oxigenados se descarregam antes do ânion hidróxido, OH^{1-}, e este se descarrega antes dos ânions oxigenados e do fluoreto. Logo, o ânion $C\ell^{1-}(aq)$ se descarrega antes do $OH^{1-}(aq)$.

Os diferentes casos de eletrólise em meio aquoso

Vimos que há uma prioridade de descarga para cátions e ânions no processo de eletrólise em meio aquoso.

Isso faz com que, de modo ideal, existam 4 possibilidades:

- Eletrólise do cátion da água e do ânion do sal.
- Eletrólise do cátion do sal e do ânion da água.
- Eletrólise do cátion e do ânion do sal.
- Eletrólise do cátion e do ânion da água.

Veremos a seguir dois exemplos que representam bem esse processo, mas, antes de começar, seria interessante montar um experimento em que seja possível visualizar uma eletrólise em evolução.

Experimento

Eletrólise do iodeto de potássio

A eletrólise do iodeto de potássio, KI(s), é muito utilizada para demonstrar o processo em sala de aula e em feiras de ciência, uma vez que produz um efeito muito bonito e bem distinto em cada um dos eletrodos e, além disso, pode ser feita sobre um retroprojetor utilizando materiais relativamente simples, como mostramos a seguir.

Montagem da eletrólise do iodeto de potássio. Você sabe dizer que substância está se formando no ânodo? E no cátodo?

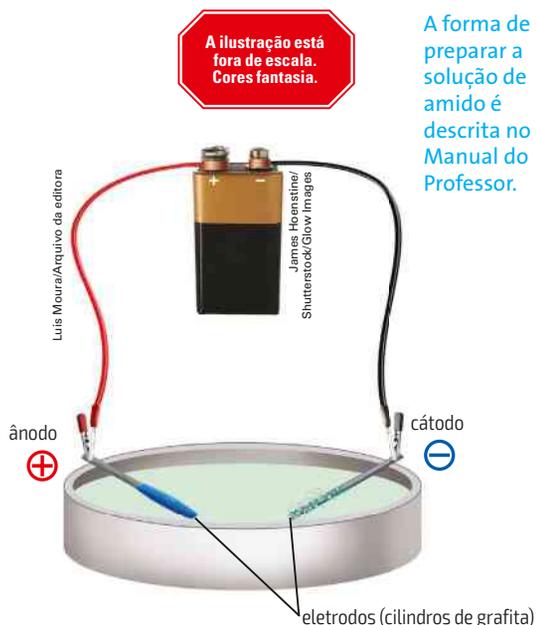
Material necessário

- 1 retroprojetor com uma folha de papel acetato (transparência)
- 1 placa de Petri ou uma tigela de vidro pequena
- 1 g de iodeto de potássio
- solução diluída de amido em água (preparada com antecedência)
- fenolftaleína (encontrada em lojas especializadas)
- colher de plástico
- conta-gotas
- 1 cilindro de grafita tirado do interior de um lápis (ou de uma lapiseira grossa)
- 1 bateria de 9 volts
- 2 conectores elétricos (vendidos no comércio com o nome de garra jacaré)

Como fazer

Coloque um pouco da solução de amido na placa de Petri ou na tigela de vidro – até mais ou menos a metade de sua capacidade – e adicione o iodeto de potássio. Mexa bem com a colher de plástico até dissolver todo o sal. Adicione uma gota de fenolftaleína.

Coloque o papel acetato (transparência) sobre o retroprojetor e arrume a placa de Petri no centro. Corte dois pedaços (de 3 cm cada um) do cilindro de grafita.

A forma de preparar a solução de amido é descrita no Manual do Professor.

Prenda uma extremidade da garra jacaré em um dos cilindros de grafita e a outra extremidade no polo negativo da bateria de 9 V.

Repita o procedimento com a outra garra jacaré e o outro cilindro de grafita, ligando o sistema no polo positivo da bateria de 9 V.

Coloque os dois cilindros de grafita na placa de Petri de tal forma que apenas o carbono da grafita fique em contato com a solução que se encontra na placa (a presilha da garra jacaré não deve encostar na solução).

Investigue

1. Que substância está se formando no ânodo? Escreva a semirreação anódica.
2. Que substância está se formando no cátodo? Escreva a semirreação catódica.
3. Qual a cor adquirida pela solução de amido? Por quê?
4. Forneça a equação global do processo.

Eletrólise do cátion da água e do ânion do sal

Esse tipo de eletrólise ocorre quando o composto dissolvido na água possui um cátion mais reativo que o hidrônio, $H_3O^{1+}(aq)$, e um ânion menos reativo que o hidróxido, $OH^{1-}(aq)$. É o caso, por exemplo, da eletrólise do $NaC\ell(aq)$.

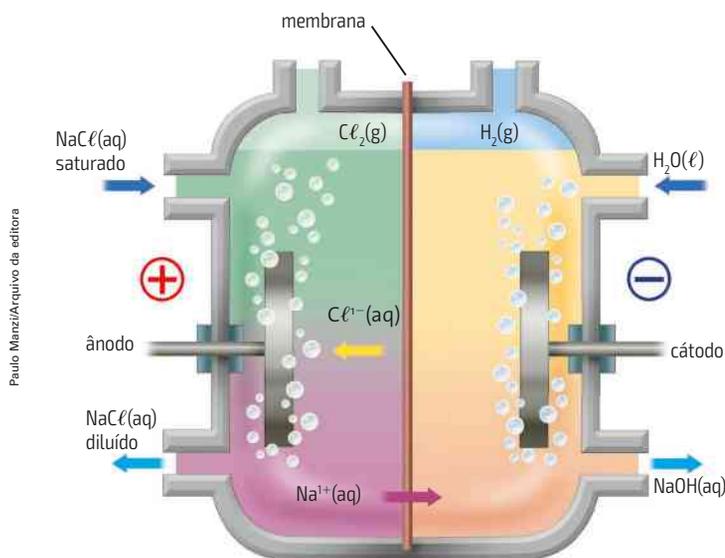
Quando dissolvemos cloreto de sódio na água, obtemos:

- os ânions $C\ell^{1-}(aq)$ e $OH^{1-}(aq)$: como o $OH^{1-}(aq)$ é mais reativo, o $C\ell^{1-}(aq)$ descarrega-se primeiro no ânodo.
- os cátions $Na^{1+}(aq)$ e $H_3O^{1+}(aq)$: como o $Na^{1+}(aq)$ é mais reativo, o $H_3O^{1+}(aq)$ descarrega-se primeiro no cátodo.

Relacionamos então todas as equações químicas que participam do processo: dissociação do sal, autoionização da água, reação anódica e reação catódica.

A equação global que representa o processo de eletrólise será a soma de todas essas equações parciais, devidamente balanceadas.

O balanceamento deve basear-se no seguinte:

- O número de elétrons ganhos pelo cátion na redução é igual ao número de elétrons perdidos pelo ânion na oxidação.
- O número de ânions A^{x-} que participam da reação anódica é igual ao número de ânions A^{x-} liberados na dissociação do sal ou na ionização da água.
- O número de cátions C^{y+} que participam da reação catódica é igual ao número de cátions C^{y+} liberados na dissociação do sal ou na ionização da água.

Esquema industrial da eletrólise do cloreto de sódio em meio aquoso.

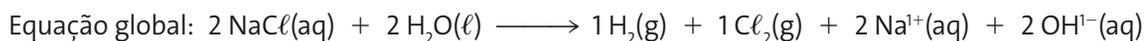
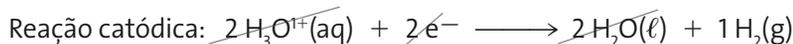
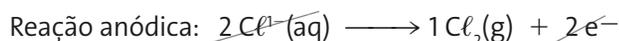
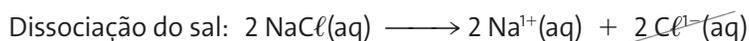
Observe:

Dissociação do sal: $2\ NaC\ell(aq) \longrightarrow 2\ Na^{1+}(aq) + \cancel{2\ C\ell^{1-}(aq)}$

Ionização da água: $\cancel{4\ H_2O(\ell)} \longrightarrow \cancel{2\ H_3O^{1+}(aq)} + 2\ OH^{1-}(aq)$

Reação anódica: $\cancel{2\ C\ell^{1-}(aq)} \longrightarrow 1\ C\ell_2(g) + \cancel{2\ e^-}$

Reação catódica: $\cancel{2\ H_3O^{1+}(aq)} + \cancel{2\ e^-} \longrightarrow \cancel{2\ H_2O(\ell)} + 1\ H_2(g)$

Equação global: $2\ NaC\ell(aq) + 2\ H_2O(\ell) \longrightarrow 1\ H_2(g) + 1\ C\ell_2(g) + 2\ Na^{1+}(aq) + 2\ OH^{1-}(aq)$

Eletrólise do cátion e do ânion da água

A água destilada não sofre eletrólise, pois o número de íons resultantes da autoionização da água é muito pequeno e insuficiente para conduzir corrente elétrica em quantidade que possibilite aos íons $H_3O^{1+}(aq)$ e $OH^{1-}(aq)$ se descarregarem continuamente.

Assim, esse tipo de eletrólise só ocorrerá quando dissolvermos na água um eletrólito bastante solúvel, que forneça uma grande quantidade de íons para conduzir corrente elétrica e possibilitar a descarga dos íons $H_3O^{1+}(aq)$ e $OH^{1-}(aq)$.

Além disso, esse eletrólito deve possuir um cátion mais reativo que o hidrônio, $H_3O^{1+}(aq)$, e um ânion mais reativo que o hidróxido, $OH^{1-}(aq)$. Geralmente são utilizados para esse fim:

- o ácido sulfúrico, $H_2SO_4(aq)$, cujo ânion, $SO_4^{2-}(aq)$, é mais reativo que o $OH^{1-}(aq)$.
- o hidróxido de sódio, $NaOH(aq)$, cujo cátion, $Na^{1+}(aq)$, é mais reativo que o $H_3O^{1+}(aq)$.

Charles D. Winters/Photoresearchers/Latinstock

Montagem de laboratório para eletrólise da água

- um sal, como o sulfato de sódio, $Na_2SO_4(aq)$, que possui ao mesmo tempo o cátion e o ânion mais reativos que os íons formados pela água.

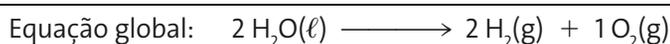
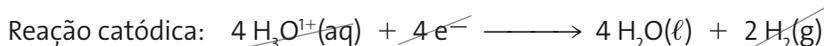
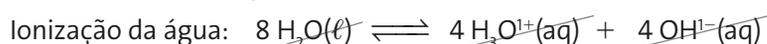
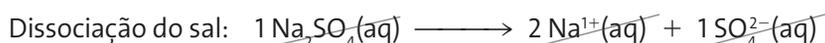
Considere, por exemplo, a eletrólise de uma solução aquosa de $Na_2SO_4(aq)$. Relacionando todas as equações químicas que participam do processo, temos:

Dissociação do sal: $1\,Na_2SO_4(aq) \longrightarrow 2\,Na^{1+}(aq) + 1\,SO_4^{2-}(aq)$

Ionização da água: $8\,H_2O(\ell) \rightleftharpoons 4\,H_3O^{1+}(aq) + 4\,OH^{1-}(aq)$

Reação anódica: $4\,OH^{1-}(aq) \longrightarrow 2\,H_2O(\ell) + 1\,O_2(g) + 4\,e^-$

Reação catódica: $4\,H_3O^{1+}(aq) + 4\,e^- \longrightarrow 4\,H_2O(\ell) + 2\,H_2(g)$

Equação global: $2\,H_2O(\ell) \longrightarrow 2\,H_2(g) + 1\,O_2(g)$

Observe que não escrevemos na equação global da eletrólise a fórmula do sal nem a dos íons obtidos na sua dissociação em meio aquoso porque eles não participaram ativamente das transformações químicas.

Nesse caso, os íons do sal serviram apenas para conduzir corrente elétrica e, portanto, efetivar a eletrólise da água.

Assim, ocorre a liberação de gás hidrogênio no cátodo e a liberação de gás oxigênio no ânodo.

Teoricamente, esses gases se formam na proporção de 2 volumes de $H_2(g)$ para 1 volume de $O_2(g)$, o que está de acordo com a fórmula da água.

Na prática, a razão exata de volume 2 : 1 não se verifica por causa da diferença de solubilidade do $O_2(g)$ e do $H_2(g)$ em meio aquoso.

Por exemplo, a 0 °C:

- $O_2(g)$: 4,89 cm^3 por 100 mL de água;
- $H_2(g)$: 2,1 cm^3 por 100 mL de água.

Descontando-se essa diferença de solubilidade, concluímos que a razão em volumes é de fato 2 volumes de $H_2(g)$ para 1 volume de $O_2(g)$.

Exercício resolvido

2 (UFPR) O hidróxido de sódio, NaOH, o álcali industrial mais importante, é utilizado, entre outras aplicações, no tratamento da celulose para a fabricação da viscose e do celofane. A preparação industrial de NaOH se dá através da eletrólise em solução aquosa do NaCℓ, de acordo com a reação:

$$2\ NaC\ell + 2\ H_2O \longrightarrow C\ell_2 + H_2 + 2\ NaOH$$

Em relação à eletrólise do NaCℓ, é correto afirmar:

(01) Na eletrólise, a oxidação ocorre no cátodo.
(02) A eletrólise é uma reação não espontânea, exigindo a passagem de uma corrente elétrica para se processar.
(04) Somente compostos iônicos, como o NaCℓ, conduzem a corrente elétrica quando dissolvidos em água.
(08) O hidróxido de sódio apresenta tanto ligação iônica como covalente.
(16) O gás hidrogênio, H_2, é produzido durante a eletrólise pela redução preferencial do íon H^{1+}, em relação ao íon Na^{1+}. O cátion H_3O^{1+}, presente na solução aquosa, se origina da ionização da água.

Resolução

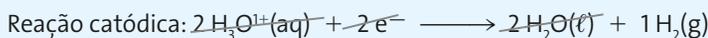
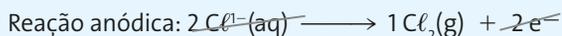
As reações envolvidas na eletrólise do cloreto de sódio em solução aquosa são as seguintes:

Dissociação do sal: $2\ NaC\ell(aq) \longrightarrow 2\ Na^{1+}(aq) + \cancel{2\ C\ell^{1-}(aq)}$

Ionização da água: $\cancel{4\ H_2O(\ell)} \longrightarrow \cancel{2\ H_3O^{1+}(aq)} + 2\ OH^{1-}(aq)$

Reação anódica: $\cancel{2\ C\ell^{1-}(aq)} \longrightarrow 1\ C\ell_2(g) + \cancel{2\ e^-}$

Reação catódica: $\cancel{2\ H_3O^{1+}(aq)} + \cancel{2\ e^-} \longrightarrow \cancel{2\ H_2O(\ell)} + 1\ H_2(g)$

Equação global: $2\ NaC\ell(aq) + 2\ H_2O(\ell) \longrightarrow 1\ H_2(g) + 1\ C\ell_2(g) + 2\ Na^{1+}(aq) + 2\ OH^{1-}(aq)$

(01) Errado. A oxidação (perda de elétrons) ocorre no ânodo.
(04) Errado. Os ácidos, que são compostos moleculares, também conduzem corrente elétrica quando dissolvidos em água. Nesse caso, o ácido reage com a água formando íons que tornam o meio condutor (processo de ionização).

Resposta: 26. São corretos os itens 02, 08 e 16.

Exercícios

ATENÇÃO! Não escreva no seu livro!

5 Considere a eletrólise das seguintes substâncias, feita com eletrodos inertes, em solução aquosa:

I. Brometo de cálcio, $CaBr_2(aq)$
II. Nitrato de prata, $AgNO_3(aq)$
III. Iodeto de lítio, LiI(aq)
IV. Cloreto de cádmio, $CdC\ell_2(aq)$

Para cada caso, determine:

a) os cátions presentes na solução e qual deles se descarrega primeiro;
b) os ânions presentes na solução e qual deles se descarrega primeiro;
c) a dissociação (ou ionização) dos compostos (balanceada);
d) a ionização da água (balanceada);
e) a reação anódica (balanceada);
f) a reação catódica (balanceada);
g) a reação global do processo, corretamente balanceada;
h) o nome da substância que permanece na cuba.

6 (UFC-CE) Durante a eletrólise de soluções aquosas de iodeto de sódio, NaI, quatro diferentes semirreações poderiam estar envolvidas nos processos catódico e anódico. Observe as semirreações de eletrodo abaixo relacionadas:

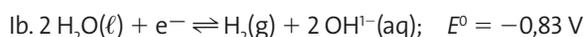
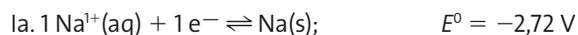
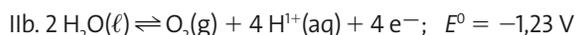
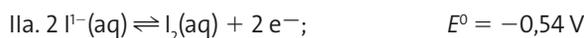
- Eletrodo I:

Ia. $1\ Na^{1+}(aq) + 1\ e^- \rightleftharpoons Na(s)$; $E^0 = -2{,}72\ V$

Ib. $2\ H_2O(\ell) + e^- \rightleftharpoons H_2(g) + 2\ OH^{1-}(aq)$; $E^0 = -0{,}83\ V$

- Eletrodo II:

IIa. $2\ I^{1-}(aq) \rightleftharpoons I_2(aq) + 2\ e^-$; $E^0 = -0{,}54\ V$

IIb. $2\ H_2O(\ell) \rightleftharpoons O_2(g) + 4\ H^{1+}(aq) + 4\ e^-$; $E^0 = -1{,}23\ V$

Com base nos valores de E^0, assinale a alternativa que relaciona corretamente as semirreações que ocorrerão no cátodo e no ânodo, respectivamente.

X a) Ib e IIa
b) Ia e IIa
c) Ib e IIb
d) Ia e IIb
e) IIa e Ib

3 Eletrodos ativos

Em alguns processos eletroquímicos é conveniente o uso de eletrodos que participem ativamente das reações: são os denominados eletrodos ativos. É o caso da eletrólise de purificação e da galvanoplastia.

Denominam-se processos galvânicos todos os fenômenos de geração de corrente elétrica por meio de reações químicas.

Eletrólise de purificação

O tratamento metalúrgico dos minérios de cobre produz o metal cobre com pureza da ordem de 98%, é o denominado cobre metalúrgico. Entretanto, para certas aplicações, esse grau de pureza é insuficiente, como para a fabricação de fios elétricos, em que a presença de quantidades mínimas de impurezas diminui exageradamente a condutividade elétrica dos metais.

Para aplicações desse tipo, é necessário um cobre extremamente puro, 99,9%, denominado cobre eletrolítico, que pode ser obtido por meio de eletrólise montada segundo o esquema abaixo.

Ilustração esquemática de eletrólise de purificação

- O ânodo (+) é uma placa do cobre metalúrgico que se quer purificar.
- O cátodo (–) é um eletrodo inerte adequado, de platina, por exemplo, ou, o que seria preferível, uma chapa delgada de cobre puro.
- A solução aquosa é de um sal de cobre, como sulfato de cobre II, $CuSO_4$(aq), já que a presença de um sal em solução é necessária para torná-la condutora de corrente elétrica.

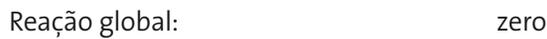
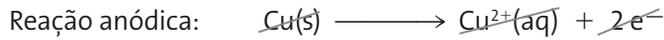
  Observe o que ocorre em cada eletrodo:
- No ânodo (polo positivo) poderia haver retirada de elétrons (descarga) dos ânions SO_4^{2-}(aq), OH^{1-}(aq), ou do próprio cobre metálico Cu(s), que constitui o eletrodo.

  Como é mais fácil a retirada de elétrons do cobre metálico (pois um metal naturalmente já possui tendência a doar elétrons), ele será oxidado primeiro: $Cu(s) \longrightarrow Cu^{2+}(aq) + 2\,e^-$.

- No cátodo (polo negativo) poderia haver fornecimento de elétrons (descarga) para os cátions $H_3O^{1+}(aq)$ ou $Cu^{2+}(aq)$. Como o $Cu^{2+}(aq)$ é menos reativo, ele será reduzido primeiro: $Cu^{2+}(aq) + 2\,e^- \longrightarrow Cu(s)$.

Somando as equações de oxidação e redução:

Reação catódica: $\cancel{Cu^{2+}}(aq) + \cancel{2\,e^-} \longrightarrow \cancel{Cu(s)}$

Reação anódica: $\cancel{Cu(s)} \longrightarrow \cancel{Cu^{2+}(aq)} + \cancel{2\,e^-}$

Reação global: zero

Em resumo, a placa de cobre metalúrgico (o ânodo) se dissolve, liberando cátions $Cu^{2+}(aq)$ para a solução e, à medida que a corrente elétrica passa, deposita-se cobre no polo negativo, com altíssimo grau de pureza (99,9%). O resultado zero como reação global indica que não houve transformação química, mas apenas um transporte de cobre do polo positivo (ânodo) para o polo negativo (cátodo):

$$Cu^0(\text{impuro}) \longrightarrow Cu^0(\text{puro}).$$

zhangyang13576997233/ Shutterstock/Glow Images

Fios de cobre eletrolítico

As impurezas encontradas no cobre metalúrgico são uma mistura de resto de minério, sílica (areia) e uma pequena quantidade de metais preciosos, como a prata e o ouro.

A diferença de potencial aplicada na eletrólise de purificação do cobre é suficiente para provocar a formação de cátions $Cu^{2+}(aq)$, mas não de cátions de prata, ouro ou de qualquer outro material que constitui as impurezas, por isso elas não se dissolvem e formam no fundo da cuba eletrolítica a chamada **lama anódica**. A extração e a venda dos metais presentes na lama anódica podem, de certo modo, compensar o alto custo da produção de cobre eletrolítico.

Galvanoplastia

A galvanoplastia (nome que homenageia o cientista Luigi Galvani), além de ter a função de proteger peças metálicas da ação corrosiva do ambiente, também as torna mais bonitas já que, muitas vezes, elas passam a ter a mesma aparência de metais nobres cobiçados (como prata e ouro). Procede-se, assim, a niquelação, a cromação, a prateação, a douração, etc.

A galvanoplastia é uma técnica que permite dar um revestimento metálico a uma peça, colocando-a como cátodo (polo negativo) em um circuito de eletrólise.

Para isso, é necessário que a peça em questão seja feita de um material condutor ou que tenha recebido um tratamento que a torne condutora, por exemplo, peças de plástico podem se tornar condutoras se forem cobertas com uma camada de metal pulverizado.

O ânodo (eletrodo positivo) é constituído de uma placa do metal que vai revestir a peça, e a solução aquosa (banho eletrolítico) deve conter um sal desse metal.

O cátodo (eletrodo negativo) é formado pela própria peça que se quer revestir.

A pessoa que trabalha em galvanoplastia está sujeita a acidentes de trabalho e doenças ocupacionais. Os acidentes podem ser causados por choques elétricos, umidade, temperatura extrema, entre outros. As doenças ocupacionais decorrem da exposição do organismo a névoas ácidas, básicas, contendo contaminantes metálicos, vapores e cianetos.

Como é feita a cromagem de uma peça?

Muitas vezes é necessário que uma peça de determinado material receba vários revestimentos de metais diferentes, até se obter um acabamento de qualidade com o metal desejado.

Por exemplo, se quisermos cromar (revestir de crômio) um objeto de ferro, teremos de agir da seguinte maneira: passar o objeto primeiro por um solvente para desengordurá-lo e em seguida por um banho de ácido para eliminar pontos de ferrugem.

O objeto assim tratado vai então receber um revestimento de cobre e, sobre este, um revestimento de níquel. Por fim, receberá o revestimento de crômio, que dará um acabamento brilhante e resistente a riscos.

Os banhos de deposição que utilizam crômio hexavalente são proibidos em muitos países, mas ainda são utilizados no Brasil.

A solução eletrolítica é composta de ácido crômico, $H_2CrO_4(aq)$, ácido sulfúrico, $H_2SO_4(aq)$, e água.

O ácido sulfúrico atua como catalisador do processo, e o ácido crômico é a fonte do crômio hexavalente (no íon cromato, CrO_4^{2-}, o NOx do crômio é igual a 6+).

O crômio hexavalente se descarrega no cátodo e fica aderido à peça.

O **ânodo** utilizado, em geral, é constituído de um **material inerte** e, nesse caso, a água, $H_2O(\ell)$, sofre oxidação formando gás oxigênio:

$$6\,H_2O(\ell) \longrightarrow 1\,O_2(g) + 4\,e^- + 4\,H_3O^{1+}(aq).$$

Eventualmente durante o processo, névoas de ácido crômico são emitidas para a atmosfera e também íons cromato são liberados para o ambiente junto aos efluentes não tratados, desencadeando problemas sérios de saúde na população.

> "O crômio hexavalente é considerado há muito como causador de câncer de pulmão, quando inalado, e há pouco os cientistas determinaram que pode causar câncer em animais de laboratório, quando ingerido. Nos animais, foi vinculado a danos hepáticos e renais, leucemia e câncer de estômago."

Disponível em: <http://noticias.terra.com.br/ciencia/pesquisa/estudo-encontra-possivel-substancia-cancerigena-em-agua-potavel,b43bc4bdea737310VgnCLD100000bbcceb0aRCRD.html>. Acesso em: 27 nov. 2015.

Gerson Gerloff/Pulsar Imagens

Trabalhador cromando suportes para cuias de chimarrão.

4 Leis de Faraday

O químico inglês Michael Faraday (1791-1867) foi o responsável por uma série de descobertas importantes, entre elas as leis que determinam quantitativamente os fenômenos ligados à eletrólise.

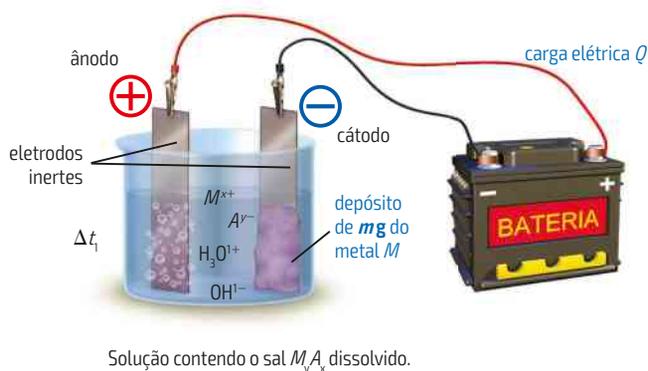
Com os conhecimentos atuais, podemos prever a massa das substâncias que serão formadas ou transformadas por eletrólise a partir da relação entre a quantidade de eletricidade que percorre o sistema eletrolítico e a massa molar das substâncias envolvidas.

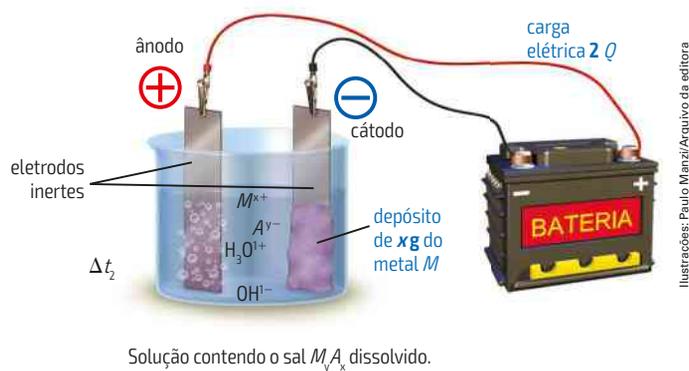
Primeira Lei de Faraday

Por meio de um grande número de experimentos, Faraday chegou à seguinte conclusão em relação à massa da substância que participa de um processo de eletrólise e à carga elétrica que atravessa o sistema:

> A massa, *m*, de uma substância, formada ou transformada por eletrólise, é diretamente proporcional à quantidade de carga elétrica, *Q*, que atravessa o sistema de um eletrodo a outro.

No sistema a seguir, verifica-se que, ao aplicar uma carga elétrica *Q* ao sistema, é possível obter um depósito de massa igual a ***m* g** do metal *M* no cátodo.

Solução contendo o sal M_yA_x dissolvido.

Se dobrarmos a carga elétrica no sistema para 2*Q*, mantendo constante as demais condições, qual massa de metal *M* obteremos?

Solução contendo o sal M_yA_x dissolvido.

Estabelecendo uma relação de proporção, teremos:

Q ———————————— m

$2Q$ ———————————— x

$$x = \frac{2\not{Q} \cdot m}{\not{Q}} \Rightarrow x = 2\,m$$

A carga elétrica, *Q*, que percorre o sistema é calculada multiplicando-se a intensidade da corrente elétrica, *i*, em ampères, *A*, pelo tempo, *t*, de passagem da corrente elétrica, em segundos, *s*:

$$Q = i \cdot t\ (A \cdot s)$$

O produto (A · s): ampère · segundo = coulomb (C).

Essa lei pode ser comprovada experimentalmente medindo-se:

- a intensidade de corrente elétrica, *i*, em um amperímetro, que passa por uma cuba eletrolítica;
- o tempo, *t*, de passagem dessa corrente, com um cronômetro;
- a massa, *m*, da substância formada durante a eletrólise.

À medida que aumentarmos *i* e *t*, a massa, *m*, da substância formada por eletrólise aumentará na mesma proporção.

Observe que Faraday utilizava outros conceitos para expressar a sua lei. Como tais conceitos estão em desuso, vamos trabalhar a lei de Faraday adaptada aos conceitos que conhecemos, o que na essência é a mesma coisa.

Segunda Lei de Faraday

A segunda lei de Faraday relaciona a quantidade de matéria de elétrons que participa da eletrólise com os coeficientes das semirreações anódica e catódica (corretamente balanceadas), para encontrar a massa de determinada substância formada ou transformada por eletrólise.

A carga de 1 elétron (valor exeperimental) é igual a $1{,}602189 \cdot 10^{-19}$ C. E qual a carga de uma quantidade de matéria de elétrons igual a 1 mol ou $6{,}02214 \cdot 10^{23}$ elétrons?

Vamos fazer as contas:

1 elétron possui carga ———————— $1{,}602189 \cdot 10^{-19}$ C

$6{,}02214 \cdot 10^{23}$ elétrons possuem carga ———— x

$$x = 6{,}02214 \cdot 10^{23} \cdot 1{,}602189 \cdot 10^{-19} \Rightarrow x = 96\,486\ C$$

Essa quantidade de carga que equivale a 1 mol de elétrons: 96 486 C/mol é conhecida por constante de Faraday (F).

$$1\ F = 96\,486\ C/mol\ \text{(carga elétrica de 1 mol de elétrons)}$$

Conhecendo a quantidade de matéria *n* de elétrons que atravessa o circuito calculamos a carga elétrica *Q* necessária à eletrólise.

96 486 C ———————— 1 mol de e^-

Q ———————— n mol de e^-

$$Q = n \cdot 96\,486\ C$$

Lembre-se de que Faraday não sabia da existência dos elétrons e não conhecia a grandeza mol. Aliás, utilizar a relação entre constante F (determinada experimentalmente por Faraday) e a carga de 1 elétron, que o físico Robert Andrews Millikan (1868-1953) também determinou experimentalmente, é uma maneira clássica de se chegar ao valor da constante de Avogadro. O nome e o símbolo da constante de Faraday são uma homenagem ao trabalho desse cientista.

Exercício resolvido

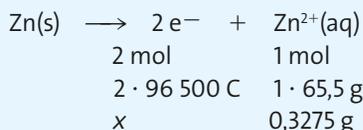
3 (FEI-SP) Um rádio de pilha ficou ligado durante a partida de um jogo de futebol. Nesse período, sua cápsula de zinco sofreu um desgaste de 0,3275 g, tendo originado uma corrente de 0,322 A. Qual foi a duração da narração do jogo, em minutos?

Resolução

Quando as leis experimentais da eletrólise são utilizadas em relação às pilhas, *m* representa a massa do metal que é oxidado (cuja barra diminui) ou a massa do metal que é formado quando o respectivo cátion metálico é reduzido (cuja barra aumenta). Nesse caso, *Q* representa a carga elétrica e *i*, a intensidade de corrente, que são produzidas pela pilha.

Semirreação catódica:

$$Zn(s) \longrightarrow 2\,e^- + Zn^{2+}(aq)$$

	$2\,e^-$	$Zn^{2+}(aq)$
	2 mol	1 mol
	2 · 96 500 C	1 · 65,5 g
	x	0,3275 g

$$x = \frac{0{,}3275 \cdot 2 \cdot 96500}{1 \cdot 65{,}5} \Rightarrow x = 965\,C$$

1 s ——— 1 C/A

y ——— 965 C/0,322 A

$$y = \frac{965\,C \cdot 1\,s \cdot 1\,A}{0{,}322\,A \cdot 1\,C} \Rightarrow y \simeq 2996{,}89\,s$$

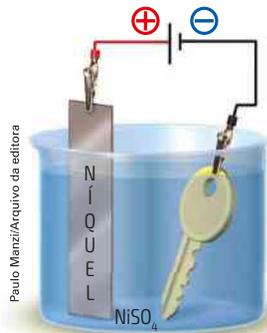
1 minuto ——— 60 segundos

z ——— 2 996,89 segundos

$$z = \frac{2996{,}89 \cdot 1}{60} \Rightarrow z \simeq 50\,\text{minutos}$$

A narração do jogo durou cerca de 50 minutos.

Exercícios

7 (UFV-MG) O processo de galvanização consiste no revestimento metálico de peças condutoras que são colocadas como eletrodos negativos, em um circuito de eletrólise (observe o esquema a seguir).

Considere as seguintes afirmativas:

I. Na chave, ocorre a reação
$Ni^{2+} + 2\,e^- \longrightarrow Ni^0$

II. No polo positivo, ocorre a oxidação do níquel.

III. No polo positivo, ocorre a reação:
$Ni^0 \longrightarrow Ni^{2+} + 2\,e^-$

IV. O eletrodo positivo sofre corrosão durante a eletrólise.

V. A chave é corroída durante o processo.

A alternativa que contém apenas as afirmativas corretas é:

a) I, II, III, IV e V.
x b) I, II, III e IV.
c) I, II e III.
d) II e III.
e) I, II, III e V.

8 (PUC-SP) Duas células eletrolíticas foram ligadas em série. A primeira continha uma solução de $CuSO_4(aq)$, e a segunda, uma solução aquosa de um sal metálico desconhecido. Verificou-se que, enquanto 1,272 g de cobre foi depositado na primeira célula, ocorreu a deposição de 3,420 g do metal desconhecido no cátodo da segunda célula. Sabe-se que o número de oxidação do íon metálico desconhecido é de +2. Tendo em conta os dados apresentados, pede-se:

a) o número de mol de elétrons que passou pelas células;
b) a massa atômica do metal desconhecido.

9 (UEL-PR) Considere duas soluções aquosas, uma de nitrato de prata, $AgNO_3$, e outra de um sal de um metal *X*, cuja carga catiônica não é conhecida. Quando a mesma quantidade de eletricidade passa através das duas soluções, 1,08 g de prata e 0,657 g de *X* são depositados. Pelas informações, é correto afirmar que *X* tem a carga iônica:

a) −1.
b) +1.
c) +2.
x d) +3.
e) +4.

10 Qual o volume de gás cloro, medido nas CNTP, e a massa de cálcio metálico obtidos numa eletrólise ígnea do cloreto de cálcio, $CaC\ell_2(\ell)$, sabendo que uma corrente elétrica de intensidade igual a 10 ampères atravessou a cuba eletrolítica durante 965 segundos?

Compreendendo o Mundo

O tema central desta Unidade foi lixo eletrônico, que consiste não apenas nas pilhas e baterias, que fazem funcionar uma lista imensa de aparelhos eletroeletrônicos, como também de sua carcaça plástica e demais anexos.

O lixo eletrônico pode fornecer uma quantidade apreciável de metais preciosos (geralmente maior do que a extraída de minas produtivas) e isso explica em parte o fato de governantes de países menos favorecidos fazerem "vistas grossas" ao comércio e ao despejo de lixo eletrônico em seu território.

O problema é que com os metais preciosos também são encontrados vários metais tóxicos (metais pesados) que, ao serem expostos ao meio ambiente, contaminam o ar, a água, o solo, os alimentos e a saúde daqueles que os manipulam.

A reciclagem responsável desse material é um processo complexo, altamente especializado. Atualmente apenas 1% do total de pilhas comercializadas no Brasil são recicladas, isso sem contar as que são enviadas para serem recicladas fora do país (apenas as baterias automotivas apresentam um índice de reciclagem elevado: 99,5%).

As leis que regulamentam a fabricação e o descarte de pilhas no Brasil são bastante rígidas: a quantidade de metais tóxicos que cada pilha pode conter atualmente é muito pequena, de modo que seu descarte no lixo doméstico "para ser encaminhado a aterros sanitários licenciados" é permitido.

A lei só não prevê a entrada maciça no país de pilhas fora das especificações (contrabando) e a completa falta de aterros sanitários aptos a receber esse material (são apenas 10% dos aterros existentes).

O que podemos fazer?

Abrir mão desses produtos?

É possível imaginar a vida sem computador, sem celular, máquina fotográfica, calculadora, automóvel? Sem entrar na discussão sobre distribuição de renda e acesso a bens de consumo, podemos dizer que, para quem conhece e usa esses aparelhos, a resposta provável é não.

Nesse caso, precisamos começar a agir:

- **Reciclar**
  Encaminhar pilhas e baterias para a reciclagem e exigir das autoridades um aumento no índice de pilhas e baterias recicladas de forma responsável em nosso país.
- **Participar**
  Forme grupos na escola e/ou comunidade do bairro em que você mora para lutar pelo fim dos "lixões" e pela implantação de aterros sanitários licenciados aptos a receber esses e outros tipos de material tóxico descartados no lixo.
- **Consumir de forma consciente**
  Verificar a procedência das pilhas e baterias que for adquirir. Não comprar as que estiverem fora de especificação, mesmo que sejam mais baratas (o custo nunca vai compensar os danos que elas podem causar ao ambiente).
- **Consumir apenas o necessário**
  Não descartar aparelhos ainda em funcionamento ou que podem ser consertados. Não trocar aparelhos eletrônicos desnecessariamente.

Quando for adquirir um produto eletrônico, tenha certeza de sua real necessidade em relação a ele: você precisa **mesmo** presentear uma criança com uma boneca que chora e fala mamãe? Uma boneca de pano ou fantoche não poderiam ser até mais divertidos? Precisa **mesmo** de uma agenda eletrônica? De um barbeador elétrico? De um celular novo? De um computador mais moderno?

O consumismo — que é tema de uma Unidade no próximo volume desta coleção — é considerado um dos maiores problemas ambientais da atualidade.

Quem consome muito tende a descartar os produtos rapidamente, gerando um grande volume de lixo e prejuízos ao ambiente local e, muitas vezes, a pessoas que habitam no outro lado do mundo. E você não vai querer viver assim, vai?

Reciclar pilhas e baterias é uma das atitudes que devemos ter para contribuir com a redução dos problemas da contaminação do meio ambiente por metais pesados.

auremar/Shutterstock

Sugestões de leitura, filmes e *sites*

Sugestões de leituras

- *A ação da Química em nossa vida*. Maria Teresa Escoval. Barcarena, Portugal: Presença, 2010.
- *A ética da alimentação: como nossos hábitos alimentares influenciam o meio ambiente e o nosso bem-estar*. Peter Singer, Jim Mason. Rio de Janeiro: Campus, 2007.
- *A história e a química do fogo*. Aécio Pereira Chagas. São Paulo: Átomo, 2005.
- *Barbies, bambolês e bolas de bilhar*. Joe Schwarcz. São Paulo: Jorge Zahar, 2009.
- *Cotidiano e educação em Química*. Mansur Luft. Ijuí: Ed. da Unijuí, 1990.
- *Foi alguma coisa que você comeu? – Intolerância alimentar: causas e prevenções*. John Emsley, Peter Fell. Rio de Janeiro: Campus, 2001.
- *Introdução à Química forense*. Robinson Fernandes de Farias. São Paulo: Átomo, 2008.
- *Libertação animal*. Peter Singer. Porto: Via Optima, 2008.
- *O mesmo e o não mesmo*. Roald Hoffmann. São Paulo: Ed. da Unesp, 2007.
- *O que Einstein disse a seu cozinheiro*. Robert L. Wolke. São Paulo: Jorge Zahar, 2003.
- *Os botões de Napoleão: as 17 moléculas que mudaram a História*. Penny Le Couteur, Jay Burreson. Rio de Janeiro: Jorge Zahar, 2003.
- *Os ferrados e os cromados*. Mansur Luft. Ijuí: Ed. da Unijuí, 1992.
- *Química das sensações*. Carolina Godinho Retondo, Pedro Faria. São Paulo: Átomo, 2008.
- *Vaidade, vitalidade e virilidade: a ciência por trás dos produtos que você adora consumir*. John Emsley. Rio de Janeiro: Jorge Zahar, 2006.

Sugestões de filmes

- *A alternativa berço a berço*: <http://canalbrasil.com/2012/04/08/acervo-alternativa-berco-a-berco/>.
- *A carne é fraca*: <https://www.youtube.com/watch?v=EP6sDOzLD3E&p=2F95F2DF7BF92EF5>.
- *A engrenagem*: <https://www.youtube.com/watch?v=KmIprNpcd94>.
- *A evolução da humanidade: armas, germes e aço* (Guns, Germs and Steel): <https://www.youtube.com/watch?v=Al6yEPe5mHU>.
- *A garota que calou o mundo por seis minutos*: <https://www.youtube.com/watch?v=SlZi6iffOGc>.
- *A história das coisas* (The Story of Stuff with Annie Leonard / Louis Fox / EUA / 2007).
- *Avisos da natureza: lições não aprendidas – o chumbo vital*: <www.youtube.com/watch?v=dP2jN8zc1fA>.
- *Capitalismo: uma estória de amor* (Capitalism: A Love Story / Michael Moore / EUA / 2009).
- *Comércio de sucata: vendendo lixo para a China*: <https://www.youtube.com/watch?v=I_sqHvxOVL8>.
- *Comida industrializada* (Food Inc.): <https://www.youtube.com/watch?v=T2ttG8XjcQ4>.
- *Diamante de sangue* (Blood Diamonds / The History Channel / EUA / 2006).
- *Escritores da liberdade*: <https://www.youtube.com/watch?v=uV4OBYdcEps>.
- *Especial drogas: os perigos do alcoolismo*. Vejapontocom: <http://youtu.be/EEPVGHjCmsE>.
- *Especial drogas: segredos para parar de fumar*. Vejapontocom: <http://youtu.be/KYtRWwWlL1o>.
- *Fluoreto: a decepção*: <https://www.youtube.com/watch?v=mTzpePHPmpM>.
- *Legendas da Ciência: misturar*: <www.youtube.com/watch?v=bnrSv4ZPQo8>.
- *Materiais e suas propriedades: calcário*: <www.youtube.com/watch?v=Jrm5NHiQcmw>.
- *Materiais e suas propriedades: rochas*: <www.youtube.com/watch?v=xcflecZzX7g>.
- *Morrendo por não saber* (Dying to Have Know): <https://www.youtube.com/watch?v=bg2knVhRzms>.
- *Não matarás*: <https://www.youtube.com/watch?v=zKLjT3s_hCI&list=PL2C2C731E88431185>.
- *Nuclear Reactors in Japan: Periodic Table of Videos*: <http://youtu.be/-bcrLiATLq0>.
- *O lado negro do chocolate* (The Dark Side of Chocolate / Bastard Film and TV / 2010): <https://www.youtube.com/watch?v=ozSRWm7VcVE>.
- *Ouro azul: a guerra mundial pela água*: <https://www.youtube.com/watch?v=uBvxjx53pVg>.
- *Pão nosso de cada dia* (Unser täglich brot): <https://www.youtube.com/watch?v=ZdFsZDV4MP8>.

- *Racismo: uma história* (Racism: a History): <https://www.youtube.com/watch?v=f-Ax0h8rBq0>.
- *Terráqueos* (Earthlings): <https://www.youtube.com/watch?v=wZHOW-HwLmQ>.
- *Trabalho infantil: Radiohead and MTV EXIT: All I Need* (2008): <www.youtube.com/watch?v=DV1hQSt2hSE>.
- *Zeitgeist: Addendum* (Zeitgeist: Addendum / Peter Joseph / EUA / 2008).
- *Zeitgeist: Moving Forward* (Zeitgeist: Moving Forward / Peter Joseph / EUA / 2011).
- *Zeitgeist: o filme* (Zeitgeist / Peter Joseph / EUA / 2007).

Acesso em: 11 fev. 2016.

Sites

- A graça da Química: <www.agracadaquimica.com.br>.
- Associação Brasileira da Indústria Química: <www.abiquim.org.br>.
- Associação Brasileira de Nutrologia: <www.abran.org.br>.
- Como tudo funciona: <http://ciencia.hsw.uol.com.br>.
- Ensino de Química: <http://ensquimica.blogspot.com/>.
- Instituto Nacional de Metrologia, Qualidade e Tecnologia (Inmetro): <www.inmetro.gov.br>.
- Instituto Brasileiro de Defesa do Consumidor: <www.idec.org.br>.
- Molecularium – Simulações em Química-Física: <http://nautilus.fis.uc.pt/molecularium>.
- Ponto Ciência: <http://pontociencia.org.br/>.
- Portal do Meio Ambiente: <www.portaldomeioambiente.org.br>.
- Química Nova na Escola: <http://qnesc.sbq.org.br/index_site.php>.
- Unidade de Pesquisas em Álcool e Drogas (Uniad): <www.uniad.org.br>.
- Vídeos para o ensino da Física e da Química: <www.ensinofisicaquimica.blogspot.com>.
- WebElements: <www.webelements.com>.
- WWF-Brasil: <www.wwf.org.br>.

Acesso em: 11 fev. 2016.

Bibliografia

- ATKINS, Peter; JONES, Loretta. *Princípios de Química:* questionando a vida moderna. São Paulo: Bookman, 2006.
- BRADY, James E.; HUMISTON, Gerard E. *Química geral*. v. I e II. Rio de Janeiro: LTC, 1986.
- BUENO, Willie A.; LEONE, Francisco de A. *Química geral*. São Paulo: McGraw-Hill, 1978.
- CHAGAS, Aécio Pereira. *Como se faz química:* uma reflexão sobre a química e a atividade do químico. 2. ed. Campinas: Unicamp, 1992.
- EBBING, Darrell D. *Química geral*. v. I. Rio de Janeiro: LTC, 1998.
- KOTZ, John C.; TREICHEL JR., Paul. *Química e reações químicas.* v. I e II. Rio de Janeiro: LTC, 1998.
- LEE, J. D. *Química inorgânica não tão concisa*. 4. ed. São Paulo: Edgard Blücher, 1996.
- LOURENÇO, Maria da Graça. *Química, ciências físico-químicas*. Porto: Porto Editora, 1996.
- MORRISON, R.; BOYD, R. *Química orgânica*. 13. ed. Lisboa: Fundação Calouste Gulbenkian, 1996.
- PERRY, Robert H.; GREEN, Don W. *Perry's Chemical Engineer's Handbook*. 6^{th} ed. Kansas: McGraw-Hill, 1984. (Chemical Engineering Series).
- PIMENTEL, George C. (Org.). *Química:* uma ciência experimental. 4. ed. Lisboa: Fundação Calouste Gulbenkian, 1963.
- ROCHA, Julio Cesar; ROSA, Andre Henrique; CARDOSO, Arnaldo Alves. *Introdução à química ambiental*. São Paulo: Bookman, 2009.
- RUSSELL, John B. *Química general.* McGraw-Hill, 1989.
- SNYDER, Carl H. *The Extraordinary Chemistry of Ordinary Things*. 2^{nd} ed. Nova York: John Wiley & Sons, 1995.
- SPENCER, James N.; BODNER, George M.; RICKARD, Lyman H. *Química:* estrutura e dinâmica. Rio de Janeiro: LTC, 2007.

Tabela periódica dos elementos

Legenda

s^2d^{10} — Subníveis mais energéticos do átomo no estado fundamental, pelo diagrama de energia

Mercúrio — Nome do elemento em português

200,59(2) — Massa atômica relativa ao isótopo $^{12}_{6}C$ (incerteza no último dígito indicada entre parênteses).

Hg — Símbolo do elemento

80 — Número atômico do isótopo mais estável do elemento

Hidrargyrus — Origem do nome ou do símbolo

*Indica isótopo radioativo

n: o número de níveis de energia do átomo no estado fundamental

As cores indicam o período em que o elemento foi descoberto:
- Antes de 1800
- Entre 1800 e 1849
- Entre 1850 e 1899
- Entre 1900 e 1949
- Entre 1950 e 2011
- Entre 2012 e 2016

	1 (s^1)	2 (s^2)	3 (s^2d^1)	4 (s^2d^2)	5 (s^2d^3)	6 (s^2d^4)	7 (s^2d^5)	8 (s^2d^6)	9 (s^2d^7)	10 (s^2d^8)	11 (s^2d^9)	12 (s^2d^{10})	13 (s^2p^1)	14 (s^2p^2)	15 (s^2p^3)	16 (s^2p^4)	17 (s^2p^5)	18 (s^2 / s^2p^6)
n = 1	Hidrogênio 1,0079 1 H Hydrogenós																	Hélio 4,0026 2 He Hélios
n = 2	Lítio 6,941(2) 3 Li Lithos	Berílio 9,0122 4 Be Beryllos											Boro 10,811(7) 5 B Borax	Carbono 12,011 6 C Carbonium	Nitrogênio 14,007 7 N Nitrogenós	Oxigênio 15,999 8 O Oxús-genós	Flúor 18,998 9 F Fluor	Neônio 20,180 10 Ne Neós
n = 3	Sódio 22,990 11 Na Natrium	Magnésio 24,305 12 Mg Magnésia											Alumínio 26,982 13 Al Alumen	Silício 28,086 14 Si Silex	Fósforo 30,974 15 P Phosphorus	Enxofre 32,066(6) 16 S Sulfur	Cloro 35,453 17 Cl Khlorós	Argônio 39,948 18 Ar Argos
n = 4	Potássio 39,098 19 K Kalium	Cálcio 40,078(4) 20 Ca Calx	Escândio 44,956 21 Sc Scandium	Titânio 47,867(1) 22 Ti Titan	Vanádio 50,942 23 V Vanadis	Crômio 51,996 24 Cr Chrôma	Manganês 54,938 25 Mn Magnés	Ferro 55,845(2) 26 Fe Ferrum	Cobalto 58,933 27 Co Kobalt	Níquel 58,693 28 Ni Nickel	Cobre 63,546(3) 29 Cu Cuprum	Zinco 65,409(4) 30 Zn Zink	Gálio 69,723 31 Ga Gália	Germânio 72,64(1) 32 Ge Germania	Arsênio 74,922 33 As Arsenikós	Selênio 78,96(3) 34 Se Selene	Bromo 79,904(1) 35 Br Bromos	Criptônio 83,798(2) 36 Kr Kryptós
n = 5	Rubídio 85,468 37 Rb Rubidium	Estrôncio 87,62 38 Sr Strontium	Ítrio 88,906 39 Y Ytterby	Zircônio 91,224(2) 40 Zr Zirconium	Nióbio 92,906 41 Nb Nióbe	Molibdênio 95,94 42 Mo Molybdos	Tecnécio 98,906* 43 Tc Technetós	Rutênio 101,07(2) 44 Ru Ruthenium	Ródio 102,91 45 Rh Rhódon	Paládio 106,42 46 Pd Palas	Prata 107,87 47 Ag Argentum	Cádmio 112,41 48 Cd Kadmeia	Índio 114,82 49 In Índium	Estanho 118,71 50 Sn Stannum	Antimônio 121,76 51 Sb Stibium	Telúrio 127,60 52 Te Tellus	Iodo 126,90 53 I Iodes	Xenônio 131,29(2) 54 Xe Xénos
n = 6	Césio 132,91 55 Cs Caesius	Bário 137,33 56 Ba Barys		Háfnio 178,49(2) 72 Hf Hafnia	Tântalo 180,95 73 Ta Tântalos	Tungstênio 183,84 74 W Wolfrânio	Rênio 186,21 75 Re Reno	Ósmio 190,23(3) 76 Os Osmé	Irídio 192,22 77 Ir Íris	Platina 195,08(3) 78 Pt Platina	Ouro 196,97 79 Au Aurum	Mercúrio 200,59(2) 80 Hg Hidrargyrus	Tálio 204,38 81 Tl Thallós	Chumbo 207,2 82 Pb Plumbum	Bismuto 208,98 83 Bi Wissmuth	Polônio 209* 84 Po Polônia	Astato 210* 85 At Astatós	Radônio 222* 86 Rn Radonium
n = 7	Frâncio 223* 87 Fr França	Rádio 226* 88 Ra Radius		Rutherfórdio 261* 104 Rf Rutherford	Dúbnio 262* 105 Db Dubná	Seabórgio 266* 106 Sg G. Seaborg	Bóhrio 264* 107 Bh Niels Bohr	Hássio 277* 108 Hs Odd Hassel	Meitnério 268* 109 Mt Lise Meitner	Darmstádtio 271* 110 Ds Darmstadt	Roentgênio 272* 111 Rg W. Roentgen	Copérnico 285* 112 Cp N. Copérnico	Unúntrio 284* 113 Uut	Fleróvio 289* 114 Fl G. N. Flyorov	Unumpêntio 288* 115 Uup	Livermório 293* 116 Lv Livermore	Ununséptio 294* 117 Uus	Ununóctio 294* 118 Uuo

	f^1	f^2	f^3	f^4	f^5	f^6	f^7	f^8	f^9	f^{10}	f^{11}	f^{12}	f^{13}	f^{14}	s^2d^1
n = 6 Série dos lantanídios	Lantânio 138,91 57 La Lanthânein	Cério 140,12 58 Ce Ceres	Praseodímio 140,91 59 Pr Prasios Dydimos	Neodímio 144,24(3) 60 Nd Neos Dydimos	Promécio 145* 61 Pm Prometeu	Samário 150,36(3) 62 Sm Samarski	Európio 151,96 63 Eu Europa	Gadolínio 157,25(3) 64 Gd Gadolin	Térbio 158,93 65 Tb Ytterby	Disprósio 165,50(3) 66 Dy Dysprósitos	Hólmio 164,93 67 Ho Holmia	Érbio 167,26(3) 68 Er Ytterby	Túlio 168,93 69 Tm Thule	Itérbio 173,04(3) 70 Yb Ytterby	Lutécio 174,97 71 Lu Lutetia
n = 7 Série dos actinídios	Actínio 227* 89 Ac Aktinos	Tório 232,04* 90 Th Thor	Protactínio 231,04* 91 Pa Protos Aktinos	Urânio 238,03* 92 U Uranós	Netúnio 237* 93 Np Neptunus	Plutônio 244* 94 Pu Plutonium	Amerício 243* 95 Am América	Cúrio 247* 96 Cm Marie Curie	Berquélio 247* 97 Bk Berkeley	Califórnio 251* 98 Cf Califórnia	Einstênio 252* 99 Es Einstein	Férmio 257* 100 Fm Fermi	Mendelévio 258* 101 Md Mendeleiev	Nobélio 259* 102 No Nobel	Laurêncio 262* 103 Lr Lawrence

Fontes dos dados:
IUPAC: <http://iupac.org/highlights/periodic-table-of-the-elements.html>; WebElements Periodic Table: <http://webelements.com/>. Acesso em: 10 fev. 2016.
A síntese dos elementos de número atômico 113, 115, 117 e 118 já foi reportada e, até janeiro de 2016, esses elementos estavam em processo de análise para serem referendados pela IUPAC. Os elementos serão renomeados após serem referendados.

Manual do Professor

Química

VOLUME 2

Sumário

1 Apresentação e objetivos da coleção

Esta coleção está organizada em três volumes com cinco unidades cada um.

Para o desenvolvimento de cada unidade, foram escolhidos temas ambientais ou sociais que são os assuntos-chave para o estudo dos conceitos químicos expostos na coleção. Dessa forma, à medida que vão sendo abordadas e discutidas questões pertinentes ao meio ambiente, à cidadania e à tecnologia, o conteúdo é desenvolvido.

É importante ressaltar ao professor que o livro didático é um instrumento de auxílio para que se possam trabalhar os conteúdos. O professor tem autonomia para utilizar o material da forma que lhe for mais conveniente para facilitar o aprendizado dos seus alunos.

A partir dessa perspectiva, o principal objetivo da coleção é que o aluno utilize o aprendizado de Química para entender melhor o mundo à sua volta, podendo, assim, exercer de forma mais consciente o papel de cidadão na sociedade, preparando-se para o mercado de trabalho e para o prosseguimento dos estudos.

O objetivo deste Manual é oferecer algumas sugestões que possam guiar o trabalho do professor em sala de aula.

A seguir, apresentamos os temas abordados nos três volumes do livro.

VOLUME 1

- Mudanças climáticas
- Oxigênio e ozônio
- Poluição eletromagnética
- Poluição de interiores
- Chuva ácida

VOLUME 2

- Meteorologia e as variáveis do clima
- Poluição da água
- Poluição térmica
- Corais
- Lixo eletrônico

VOLUME 3

- Petróleo
- Drogas lícitas e ilícitas
- Consumismo
- Alimentos e aditivos
- Atividade nuclear

2 Organização do conteúdo

Para melhor organização do conteúdo, cada livro apresenta cinco unidades cujas aberturas são apresentadas em uma página com um texto que introduz o tema.

Cada unidade é dividida em capítulos, que contam com as seguintes seções e boxes:

Foi notícia!

Todos os capítulos se iniciam com a seção **Foi notícia!**, composta de textos jornalísticos (integrais ou parciais) relacionados ao tema da unidade. Isso foi feito para que o aluno reconheça e identifique os textos como parte integrante de seu dia a dia, uma vez que todos nós, em algum momento, assistimos à televisão, ouvimos rádio ou lemos as notícias nos jornais, nas revistas ou na internet.

Esse é um momento oportuno para o professor fazer o levantamento dos conhecimentos prévios dos alunos sobre os assuntos tratados nos textos e/ou problematizá-los, trazendo as situações apresentadas para o cotidiano.

Ao final de cada texto são levantadas questões que têm quatro objetivos principais:

- mostrar que a compreensão do texto pode ser comprometida se alguns pontos não ficam claros;
- mostrar que existe uma diferença entre o senso comum e o rigor científico;
- mostrar que podem ser feitas reflexões sobre as notícias e informações a que somos constantemente expostos nas mais diversas mídias;
- evidenciar que a aquisição do conhecimento é uma das responsáveis pela autonomia e consciência necessárias para o exercício da cidadania e para a busca de uma vida melhor em sociedade.

Retomando a notícia

As questões levantadas na seção **Foi notícia!** são retomadas e respondidas na seção **Retomando a notícia**, que aparece sempre em momento oportuno, após a apresentação da teoria necessária para a compreensão adequada da resposta.

Trabalhar essas perguntas e suas respostas com o aluno é uma forma de desenvolver seu senso de cidadania paralelamente à aquisição do conhecimento químico, enriquecendo as aulas e significando o aprendizado.

Curiosidade

O boxe **Curiosidade** aparece durante o desenvolvimento dos conteúdos e trata geralmente de um fato interessante relacionado ao que o aluno está aprendendo, à biografia de um cientista cujo trabalho está sendo estudado, a algum fato histórico ou a alguma discussão extra que possa enriquecer a aula.

Experimento

Os experimentos são atividades que podem minimizar a ideia preconcebida que alguns alunos têm de que as aulas de Química são difícieis e monótonas, pois tornam as aulas mais agradáveis e dinâmicas.

Alguns objetivos considerados importantes para a realização do experimento em sala de aula são: gerar hipóteses, estimular o senso crítico e o caráter científico e buscar soluções para problemas.

Houve uma grande preocupação em sugerir experimentos com materiais de baixo custo, de fácil acesso e que não oferecessem riscos para o aluno, para o professor e para o meio ambiente. Contudo, é extremamente difícil abolir, por exemplo, a chama e os reagentes químicos em todos os experimentos. Por esse motivo, ressaltamos a importância da responsabilidade do aluno ao manipular qualquer reagente ou chama com o selo Responsabilidade é tudo!.

É necessário também ressaltar a importância do descarte adequado dos rejeitos gerados em cada atividade. Além dos cuidados descritos, quando o experimento é mais complexo, é sugerido no livro que seja feito apenas pelo professor.

Cotidiano do químico

Neste boxe são apresentados alguns processos químicos realizados nos dias atuais ou que contribuíram para o desenvolvimento da Ciência. O objetivo é ampliar o conhecimento do aluno e tentar desmitificar o papel do químico como o indivíduo que, por exemplo, "faz explosões" ou que fica apenas no laboratório, correspondendo a uma visão distorcida e criada, muitas vezes, pela mídia.

Acreditamos também que a função da escola e do livro didático é a de ampliar os horizontes dos alunos, levando-os a conhecer muitos pontos que não estão acessíveis ao seu dia a dia, embora o foco seja no cotidiano do aluno e na aplicação da Química em sua vida.

Saúde e sociedade

Neste boxe são abordados os assuntos que relacionam a Química, os processos e os compostos químicos com a sociedade e a saúde dos indivíduos.

De onde vem? Para onde vai?

Discute as matérias-primas utilizadas, o processo de extração, a obtenção e as aplicações principais de alguns produtos economicamente importantes e estratégicos.

Esta seção sempre sugere um trabalho em grupo relacionado a alguma pesquisa que deve ser desenvolvida pelos próprios alunos, com orientação do professor. É um momento oportuno para o aluno discutir suas ideias e até confrontar situações contraditórias com seus colegas, desenvolvendo e aperfeiçoando seu senso crítico e o respeito pelas ideias do outro.

É importante que o aluno desenvolva na prática, em sala de aula, a habilidade de trabalhar em equipe, para que ele consiga se adequar às exigências do mercado de trabalho, aprendendo a conviver melhor em sociedade.

As sugestões de trabalho em grupo também têm um caráter interdisciplinar e são uma ótima oportunidade para que os alunos percebam que todas as Ciências andam de mãos dadas e necessitam umas das outras para o seu desenvolvimento.

Exercício resolvido

Optou-se por não trabalhar com exercícios resolvidos em meio a uma série de exercícios propostos. Algumas questões foram resolvidas passo a passo, no meio da teoria, quando se julgou necessário, principalmente em assuntos que envolvem cálculos matemáticos.

Exercícios

Sempre que se julgou necessário foram propostas algumas questões pertinentes ao assunto abordado. O objetivo dessas questões é verificar o aprendizado do aluno, direcionar o trabalho do professor e tornar a aula mais dinâmica e participativa.

Além disso, as questões podem ser utilizadas como forma de avaliação formativa, isto é, de acordo com essa concepção, cabe ao professor o papel de coletar dados e informações sobre o desenvolvimento do aluno e registrar suas necessidades e possibilidades.

Compreendendo o mundo

Essa seção finaliza a unidade e se propõe a concluir as discussões feitas em torno do tema central discutido ao longo dos capítulos, interligando-a com o tema da unidade seguinte.

Muitos dos vídeos que indicamos no livro do aluno em **Sugestões de leitura**, **filmes e *sites*** podem ser acessados por um *link* do YouTube. O acesso fácil e democrático a materiais com grande potencial educacional e o leque de possibilidades de trabalho que a internet traz ao professor são de um valor imensurável, mas, como sabemos, tudo tem seu preço.

No caso do YouTube o preço é a propaganda a que somos convidados a assistir antes do filme. Apesar de termos a opção de ignorar o anúncio após 5 segundos de visualização, é claro que a propaganda é planejada para despertar nossa curiosidade e o desejo de acompanhá-la até o final.

Em sala de aula, temos um objetivo claro de trabalho e dificilmente o professor cederá aos encantos da propaganda, por mais bem-feita que seja. Mas, quando solicitamos aos alunos que vejam um filme em casa, sozinhos ou em grupo para posteriormente discutir o tema em sala de aula, precisamos considerar que estarão expostos à propaganda

e que devemos ajudá-los a desenvolver seu senso crítico. Isso pode ser feito, por exemplo, pedindo aos alunos que respondam às seguintes perguntas:

1) O aluno viu a propaganda até o final?; 2) Pareceu divertido?; 3) Sentiu desejo de adquirir o produto?; 4) Esse desejo existiria caso não tivesse visto a propaganda?; 5) Qual a mensagem oculta do anúncio, ou seja, o que ele deixou claro mesmo sem dizer diretamente?; 6) O aluno concorda com a mensagem do anúncio?

Agindo dessa forma, acreditamos que o professor estará usando a favor da educação um material que a princípio poderia ser nocivo ao aluno.

3 Trabalho com textos

O trabalho com textos nas aulas de Química não deve se resumir apenas à apresentação e à exploração dos conteúdos específicos, por isso recomenda-se explorar outros aspectos do texto – discursivos e textuais.

É preciso estimular os alunos para a prática da leitura e da interpretação dos textos, levando-os a compreender os fenômenos abordados, bem como a discuti-los. Nesta coleção, foram selecionados vários textos sobre assuntos atuais para promover a reflexão, contribuindo com a formação de leitores críticos e reflexivos.

Sugere-se, por exemplo, que a leitura desses textos seja feita em voz alta, com leitores (alunos) intercalados (cada aluno lendo um parágrafo). O objetivo é ajudá-los a desenvolver a expressão oral e estimular sua atenção. Após a leitura de cada parágrafo, sugere-se que o professor peça a eles que exponham o que foi entendido para que as dúvidas sejam esclarecidas.

Nesse ponto, deve-se tomar o cuidado de não expor ao constrangimento alunos de personalidade muito tímida, para os quais ler em público se tornaria um verdadeiro martírio. Se o professor perceber que entre seus alunos há algum(ns) nessa situação, pode solicitar voluntários para a leitura e estimular a participação do(s) aluno(s) tímido(s) de outra maneira, de modo que se respeite sua individualidade.

Outra forma de ler o texto com os alunos, tornando a leitura significativa, é contextualizar a situação de produção, ou seja, explorar:

- quem é o autor do texto;
- a quem ele se dirige (público-alvo);
- quando e onde o texto foi escrito;
- onde foi publicado;
- com que finalidade;
- quais os recursos discursivos que ajudam a compreender as principais ideias veiculadas no texto;
- o resultado decorrente desses recursos.

Uma terceira opção é trabalhar os articuladores textuais com o objetivo de levar o aluno a perceber o encadeamento dos enunciados e as relações lógico-semânticas por eles estabelecidos.

"Tais articuladores podem relacionar elementos de conteúdo, ou seja, situar os estados de coisas de que o enunciado fala no espaço e/ou no tempo [exemplo: A primeira vez...; depois], bem como estabelecer entre eles relações de tipo lógico-semântico [exemplos: por causa, para, porque]; podem estabelecer relações entre dois ou mais atos de fala, exercendo funções enunciativas ou discurso-argumentativas [exemplos: ou, mas, isto é, portanto, ainda que, daí que, afinal, aliás]; e podem, ainda, desempenhar, no texto, funções de ordem metaenunciativa [exemplos: geograficamente, economicamente, evidentemente, aparentemente, infelizmente, desgraçadamente, curiosamente, mais uma vez, é indispensável, opcionalmente, sinceramente].

[...] Desta forma, [os articuladores] não apenas são responsáveis, em grande parte, pela coesão textual, como também por um grande número de indicações ou sinalizações destinadas a orientar a construção interacional do sentido."
KOCH, Ingedore G. V. *Desvendando os segredos do texto*. São Paulo: Cortez, 2002, p. 133-141.

4 Sobre o desenvolvimento dos conteúdos

A sequência em que os conteúdos foram distribuídos tem por objetivo levar o aluno a compreender como o conhecimento em Química é construído ao longo do tempo. Para isso, os textos são trabalhados de modo a enfatizar dúvidas e/ou discutir ideias (independentemente de estarem "certas" ou "erradas").

Por exemplo, para compreender a teoria atômica e entender o modelo atômico de Dalton, é preciso primeiro conhecer as propriedades da matéria e as leis ponderais, ou seja, conhecer o que a teoria atômica procura explicar. Por isso optou-se em não utilizar fórmulas antes que o aluno saiba de onde vieram, como foram determinadas e como surgiu a necessidade de se empregarem símbolos e índices, por exemplo.

O aprendizado se inicia por aquilo que está mais próximo da realidade; logo, faz sentido iniciar a abordagem pela observação dos materiais à nossa volta, para então comparar suas propriedades e, paulatinamente, apresentar os conceitos de substância e de elemento químico, ainda que de forma rudimentar, para mais adiante rever e reformular esses conceitos conforme surjam novas observações e descobertas científicas que justifiquem tais reformulações.

Dessa forma, é apresentada uma Química mais dinâmica, com erros e acertos, em constante evolução, e não como algo pronto e acabado, rígido e autoritário, que entedia os alunos em vez de despertar interesse e curiosidade.

Construindo com os alunos uma base sólida de conhecimentos, o decorrer do curso, e principalmente a compreensão da Química aplicada ao dia a dia, poderá fluir mais facilmente e passará a fazer sentido.

5 Proposta metodológica

O avanço tecnológico que vem ocorrendo no mundo a cada dia tem mudado o cotidiano das pessoas. Com isso, o novo paradigma da educação é preparar indivíduos que possam pensar, agir e interagir como cidadãos com o mundo.

De acordo com os Parâmetros Curriculares Nacionais (PCN) de Ensino Médio (1999): "O aprendizado de Química pelos alunos de Ensino Médio implica que eles compreendam as transformações químicas que ocorrem no mundo físico de forma abrangente e integrada e assim possam julgar com fundamentos as informações advindas da tradição cultural, da mídia e da própria escola e tomar decisões autonomamente, enquanto indivíduos e cidadãos. Esse aprendizado deve possibilitar ao aluno a compreensão tanto dos processos químicos em si quanto da construção de um conhecimento científico em estreita relação com as aplicações tecnológicas e suas implicações ambientais, sociais, políticas e econômicas. Tal a importância da presença da Química em um Ensino Médio compreendido na perspectiva de uma Educação Básica".

Para que esse aluno possa tomar decisões de forma crítica sobre as situações do dia a dia que poderão ser impostas, vários fatores são responsáveis pela sua formação, como o ambiente escolar, o currículo a ser adotado, a interação entre alunos e professores.

A escola deve ser um ambiente de formação e informação que possibilite ao aluno desenvolver todas as suas capacidades para compreender a realidade e participar em relações sociais de caráter político, social e cultural.

O objetivo principal da escola é que seja um ambiente que também aprenda a ensinar (Proposta Curricular do Estado de São Paulo). Ou seja, a escola deve valorizar as atividades em grupos, a opinião do aluno, as discussões entre alunos e professores, contribuindo para o conhecimento coletivo.

O currículo apresenta um papel importante na formação do aluno. Ele corresponde à situação de aprendizagem e ensino decorrente das culturas em nível científico, artístico e humanístico. Esse currículo, de acordo com os PCN, deve capacitar o indivíduo para a realização das atividades dos três domínios da ação humana: a vida em sociedade, a atividade produtiva e a experiência subjetiva. Para que o aluno obtenha esses domínios da ação humana, é necessário que adquira competências e habilidades.

O quadro a seguir apresenta as competências e habilidades necessárias para o aprendizado da Química, de acordo com os PCN.

Competências	Habilidades
Representar Comunicar-se	• Descrever transformações químicas em linguagens discursivas. • Compreender a simbologia e os códigos da Química. • Traduzir a linguagem discursiva em linguagem simbólica e vice-versa. Utilizar a representação simbólica das transformações químicas e reconhecer suas modificações ao longo do tempo. • Traduzir a linguagem discursiva em outras linguagens usadas em Química: gráficos, tabelas e relações matemáticas. • Identificar fontes de informação e formas de obter dados relevantes para o conhecimento da Química.
Investigar Compreender	• Compreender e utilizar os conceitos químicos dentro de uma visão macroscópica (lógico-empírica). • Compreender os fatos químicos numa visão macroscópica (lógico-formal). • Compreender dados quantitativos, estimativas e medidas, e relações proporcionais presentes na Química (raciocínio proporcional). • Reconhecer tendências e relações a partir de dados experimentais ou outros (classificação, seriação e correspondência em Química). • Selecionar e utilizar ideias e procedimentos científicos (leis, teorias, modelos) para a resolução de problemas qualitativos e quantitativos em Química, identificando e acompanhando as variáveis relevantes. • Reconhecer ou propor a investigação de um problema relacionado à Química, selecionando procedimentos experimentais pertinentes. • Desenvolver conexões hipotético-lógicas que possibilitem previsões acerca das transformações químicas.
Contextualizar	• Reconhecer o papel da Química nos sistemas produtivo, industrial e rural. • Reconhecer os limites éticos e morais envolvidos no desenvolvimento da Química e da tecnologia. • Reconhecer aspectos químicos na interação individual e coletiva do ser humano com o meio ambiente. • Reconhecer as relações entre desenvolvimento científico e tecnológico da Química e aspectos socioculturais.

De acordo com o Instituto Nacional de Estudos e Pesquisas Educacionais Anísio Teixeira (Inep), “competências são as modalidades estruturais da inteligência, ou melhor, ações e operações que utilizamos para estabelecer relações com e entre objetos, situações, fenômenos e pessoas que desejamos conhecer.

As habilidades decorrem das competências adquiridas e referem-se ao plano imediato do ‘saber fazer’. Por meio das ações e operações, as habilidades aperfeiçoam-se e articulam-se, possibilitando nova reorganização das competências”.

O papel do professor nessa etapa de construção de conhecimentos, por meio das competências e habilidades adquiridas e aperfeiçoadas pelo aluno, é de extrema importância. Ele será um articulador de estímulos à aprendizagem do aluno.

Para que o aprendizado não seja segmentado e muitas vezes distante das outras áreas, um dos objetivos da proposta curricular é que se valorize o caráter interdisciplinar e contextualizado, estabelecendo conexões e inter-relações entre os diversos tipos de conhecimentos, proporcionando assim uma capacidade de resolver problemas e entender determinados fenômenos sobre vários pontos de vista.

Assim, a proposta desta coleção é proporcionar um aprendizado com todos os conteúdos relevantes da Química. Para isso, são utilizadas ferramentas como textos jornalísticos, científicos, interdisciplinares, atividades contextualizadas, experimentos, curiosidades, visando que as contribuições geradas pelas discussões possam proporcionar ao aluno senso crítico, criativo e dinâmico.

6 Sugestão de planejamento

Considerando no mínimo oito meses de aula (quatro bimestres) e duas aulas de Química por semana (o que se traduz na situação mais comum), teremos cerca de oito aulas de Química por mês.

Como cada volume da coleção possui 11 capítulos, podemos propor uma distribuição de conteúdos ao longo do ano de, em média, um capítulo e meio por mês.

Observe no quadro a seguir uma sugestão de distribuição de conteúdos.

Sugestão de distribuição do conteúdo

	Volume 1	Volume 2	Volume 3
Março	• O estudo de Química e grandezas físicas • Propriedades da matéria	• Teoria cinética dos gases • Misturas gasosas	• Conceitos básicos e nomenclatura • Hidrocarbonetos e haletos orgânicos
Abril	• Propriedades da matéria (continuação) • Substâncias e misturas	• Cálculo estequiométrico • Soluções	• Petróleo, hulha e madeira • Funções oxigenadas e nitrogenadas
Maio	• Reações química • Notações químicas	• Soluções (continuação) • Propriedades coligativas	• Funções oxigenadas e nitrogenadas (continuação) • Isomeria constitucional e estereoisomeria
Junho	• Notações químicas (continuação) • Eletricidade e radioatividade	• Reações endotérmicas e exotérmicas • Cinética química	• Reações de substituição • Reações de adição e outras reações orgânicas
Agosto	• Modelo básico do átomo e leis periódicas	• Equilíbrios moleculares	• Reações de adição e outras reações orgânicas (continuação) • Polímeros sintéticos
Setembro	• Ligações covalentes e forças intermoleculares	• Equilíbrios iônicos, pH e K_{ps}	• Introdução à Bioquímica e lipídios
Outubro	• Compostos orgânicos • Ligação iônica e compostos iônicos	• Pilhas e baterias	• Carboidratos e proteínas
Novembro	• Ligação iônica e compostos iônicos (continuação) • Metais oxirredução	• Eletrólise	• Leis da radioatividade e energia nuclear

As atividades experimentais, as atividades em grupo e os debates relacionados ao tema fazem parte do processo de aquisição do conteúdo e devem ser incorporados às aulas regulares.

Observe que no livro do aluno são intercalados textos de curiosidades e indicações de *sites*, em que poderão ser obtidas mais informações sobre os assuntos.

Isso foi feito para estimular o aluno a ler e a estudar sozinho por meio do livro e, dessa forma, adquirir autonomia – qualidade que deve ser sempre incentivada pelo professor por ser fundamental para o aluno que ingressa cedo no mercado de trabalho.

Muitos só adquirem essa autonomia ao cursar uma faculdade, mas, se for considerado que boa parte dos alunos não vão ingressar no Ensino Superior, é preciso concordar que ela deve ser assimilada agora, no Ensino Médio, porque o mercado de trabalho exige isso.

Outro recurso do qual se lança mão para atingir esse objetivo é a utilização de tamanho de letras e espaçamento proporcionais, imagens e ilustrações, evitando, dessa maneira, que o ato de ler se torne cansativo, principalmente para o aluno que não tem esse hábito regularmente.

No decorrer deste Manual, no detalhamento de cada capítulo, há sugestões de conteúdos específicos indispensáveis para a sequência dos estudos no caso de não haver tempo suficiente para trabalhar todos os conteúdos do livro. Também são sugeridas atividades extras e formas de se trabalhar conteúdos.

Note, porém, que são apenas sugestões, porque tão importante quanto desenvolver a autonomia do aluno é respeitar a autonomia do professor em sala de aula.

7 Avaliação

Avaliar o aluno não é verificar seu fracasso ou sucesso no ensino. De acordo com a educadora Maria Inês Fini: "Avaliar é melhorar o desempenho dos alunos, é verificar a atuação do professor e dar mais eficiência à instituição escolar para que alcance seus objetivos."

Segundo os PCN, avaliar significa verificar se o ensino cumpriu com sua finalidade: a de fazer aprender. Para aprimorar e verificar as aptidões dos alunos é fundamental a utilização de diferentes códigos, como o verbal, o escrito, o gráfico, o numérico.

No ensino de Química é importante que sejam valorizadas a compreensão e a aplicação dos conteúdos estudados, e não a memorização de fórmulas, gráficos, "fila" de eletronegatividade, nome de compostos, entre outros.

O professor pode realizar essa avaliação utilizando alguns critérios, como:

- Os temas das unidades referentes aos volumes da coleção podem ser utilizados como objetos de pesquisa de forma individual ou coletiva. O professor pode dar um tema a cada grupo ou escolher um tema específico, dividindo-o por assuntos para os grupos que são formados.
- A participação oral pode ser utilizada também como observação do aprendizado, por exemplo, nas discussões de algum tema ou na apresentação de seminários. É importante que, neste momento, o professor registre como preferir (no diário ou em uma tabela) a participação desse aluno, verificando se houve progressão em seu aprendizado ou se existem lacunas ou conceitos malformados.
- A atividade experimental também pode ser utilizada como um meio de avaliação da aprendizagem dos alunos. A avaliação por meio da experimentação pode ser ricamente explorada nos aspectos conceituais (se os alunos compreenderam os conceitos ou conseguem resolver problemas por meio de experimentos), procedimentais (se os alunos são capazes de efetuar procedimentos) e atitudinais (como os alunos se relacionam nos grupos).
- Na produção de textos sobre algum assunto que foi proposto e discutido em sala de aula, como pedir aos alunos que elaborem uma análise crítica sobre os impactos ambientais, sociais e econômicos que envolvem o uso da energia nuclear. O professor pode aplicar algumas perguntas ou fornecer aos alunos textos de caráter jornalístico ou científico como fonte de pesquisa para a produção escrita de seus alunos.
- Na capacidade do aluno em responder questões sobre conteúdos que foram discutidos e trabalhados em sala de aula de forma individual ou em grupo. Essas questões podem ser sobre conteúdos abordados, interpretação de textos, atividades experimentais, leitura de tabelas e gráficos, etc. As questões sugeridas na coleção também podem ser utilizadas para essa finalidade.
- Na mudança comportamental dos alunos mediante os conhecimentos adquiridos e incorporados em atitudes e valores.

Feitas as avaliações, o professor pode verificar se o aluno:

- adquiriu o conhecimento desejado sobre o assunto que foi desenvolvido;
- participou ativamente dos procedimentos que foram propostos para a aquisição desse conteúdo;
- assimilou o conhecimento de forma a influenciar positivamente suas atitudes no dia a dia, na sala de aula e na vida em sociedade.

Dessa forma, as tradicionais provas escritas não devem ser o único objeto de avaliação, e sim mais uma das várias formas de avaliação, o que está de acordo com a versão mais recente dos Parâmetros Curriculares Nacionais do Ensino Médio (PCNEM+).

8 Proposta de atividade: Quimicurta

A proposta de atividade apresentada a seguir foi elaborada pela professora doutora Kátia Aparecida da Silva Aquino e faz parte de sua experiência como docente do Colégio de Aplicação da Universidade Federal de Pernambuco (CAp/UFPE).

Recomendamos que o professor leia a proposta e se inspire para colocá-la em prática com seus alunos, pois essa será uma experiência muito enriquecedora e significativa, tanto no aspecto do relacionamento pessoal com os alunos quanto nos aspectos didático e educacional.

Quimicurta: construção do conhecimento químico por meio da produção audiovisual

Após quase trinta anos da estreia do filme *De volta para o futuro II* (dirigido por Robert Zemeckis, 1989), que conta com um roteiro em que um jovem é transportado do ano de 1985 para o ano de 2015, constatamos que alguns avanços tecnológicos previstos no filme fazem parte dos nossos dias atuais.

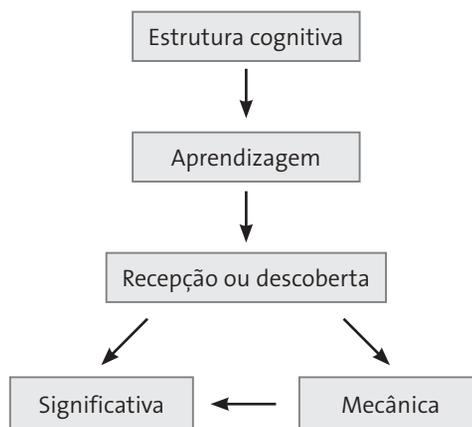
Assim, atento à possibilidade da união entre Tecnologia e Arte para construir uma narrativa que vai além do entretenimento, o Ministério da Educação em 2009 reafirmou a importância da linguagem cinematográfica como instrumento pedagógico através do Programa Ensino Médio Inovador (ProEMI).

O ProEMI preconizou que a inovação no ensino deve viabilizar atividades do macrocampo obrigatório Integração Curricular e, especificamente para o audiovisual, o macrocampo eletivo da Comunicação, Cultura Digital e uso de Mídias. Contudo, são necessários mais estudos sobre estratégias didáticas no ensino de Química que implementem os princípios das novas orientações curriculares para o Ensino Médio a fim de promover inovações educacionais.

Por esse motivo, apresentaremos a seguir uma sugestão didática que pretende contribuir neste sentido, com informações e reflexões sobre o projeto Quimicurta, que consiste na produção audiovisual feita por estudantes do Ensino Médio na disciplina de Química. Porém, antes de iniciar a apresentação, é importante mencionar as bases da aprendizagem significativa (AS) de David Ausubel, disponível em <http://revistaescola.abril.com.br/formacao/david-ausubel-aprendizagem-significativa-662262.shtml?page=1>, acesso em 8 mar. 2016, nas quais vamos nos apoiar para discutir o projeto.

De acordo com Ausubel, a AS ocorre quando o novo conhecimento pode se ancorar em um conhecimento prévio, chamado de subsunçor, modificando-o ou especificando-o.

Por outro lado, quando o novo conhecimento não encontra um subsunçor na estrutura cognitiva, ocorre o que Ausubel chama de aprendizagem mecânica (AM).

Tanto na AS quanto na AM, a nova informação pode ser adquirida por recepção, como em aulas expositivas, ou por descoberta, que no contexto escolar se processa com ou sem a mediação do professor. Se, no momento da aquisição, um novo conhecimento não der significado a nenhum conhecimento prévio, ele pode vir a ser um subsunçor de outro conhecimento, adquirido no futuro. Então, a aprendizagem que antes era mecânica, se torna significativa. O esquema a seguir representa esse processo:

Representação esquemática reduzida sobre o mecanismo de aquisição de conhecimento.

A produção audiovisual no ensino de Química pode dar oportunidades únicas em que a interdisciplinaridade, a contextualização e a problematização convirjam para um caminho que proporcione uma AS.

Neste cenário, o projeto Quimicurta tem como objetivo promover a construção do conhecimento químico através da produção audiovisual; neste caso, curta-metragens. Mas como fazer isso? Qual é o papel do professor nesse processo?

Primeiro é importante salientar que o Quimicurta faz parte de uma ação pedagógica no Ensino Médio do Colégio de Aplicação da Universidade Federal de Pernambuco (CAp-UFPE) desde o ano de 2012, ou seja, é uma ação que de fato já se concretizou como ferramenta pedagógica. Vamos então socializar esta experiência exitosa e convidar você, professor, a experimentar e inovar na sua sala de aula, por meio desta prática que pode ser direcionada como uma atividade extraclasse.

Para iniciar este projeto, o grupo deve ficar ciente da importância do comprometimento com a atividade, e uma autorização do uso de imagem deve ser assinada pelos pais ou responsáveis dos estudantes menores de idade.

Na sala de aula, os estudantes devem ser divididos em grupos e, por meio de um sorteio, cada grupo deve receber um tema trabalhado nas aulas de Química para desenvolver seu curta-metragem.

É muito importante que os estudantes desenvolvam seus curtas deslocando o tema químico para outro contexto, o que força a negociação de significados. Do ponto de vista pedagógico a negociação de significados propicia a interdisciplinaridade e a reflexão, tornando o processo de aprendizagem significativo.

Para acompanhamento do trabalho, já que é uma atividade extraclasse, sugerimos a criação de um grupo em rede social. Atualmente, as redes sociais podem desempenhar um papel muito importante e, quando bem utilizadas pelo professor, podem se tornar fortes aliadas no contexto educacional. Acompanhar os grupos pela rede social possibilita ao professor exercer uma nova forma de ensino, pois os materiais sobre o tema químico de cada grupo, como notícias de diversas mídias, podem ser disponibilizados e debatidos. Dessa forma, os estudantes se apropriam de novos contextos e desenvolvem novas articulações do conhecimento químico.

Além do acompanhamento dos grupos é importante estabelecer um cronograma para entrega de elementos importantes da ação. Antes dos estudantes gravarem as cenas é importante que eles construam um roteiro que contenha a ideia central do curta-metragem e a descrição das cenas e das falas dos personagens. É importante que o professor faça uma leitura do roteiro para verificar se os aspectos químicos estão realmente ligados ao contexto escolhido pelo grupo. Além disso, o professor pode contribuir com aspectos interdisciplinares.

Após a devolução do roteiro e possíveis correções, os estudantes podem começar as gravações, que podem ser feitas até mesmo com aparelhos celulares. Existem programas gratuitos, como o Viva Vídeo, que podem ser utilizados para gravar e editar cenas no próprio celular e com qualidade muito boa. A ideia é fazer algo simples, mas com a participação de todo o grupo. Os estudantes já nasceram na era digital, então não será difícil identificar as habilidades de cada componente do grupo.

Após as gravações vem a etapa de edição das imagens, na qual a narrativa é construída. Existem programas gratuitos de edição (indicadas no final do texto), cujos tutoriais estão disponíveis *on-line*. Uma boa busca na rede levará os grupos a programas incríveis. É importante salientar ainda que, caso os estudantes optem por utilizar músicas, estas sejam de domínio público, para que não ocorram problemas de direitos autorais.

Após a entrega dos curtas, que pode ocorrer por meio da gravação em DVD ou em *pendrive*, é importante que haja a socialização das produções por meio de uma exibição. A exibição pode ocorrer na sala de aula, só para os estudantes envolvidos ou em um espaço específico para outros elementos da comunidade escolar ou da instituição de ensino.

Além do acompanhamento dos grupos na rede social e do curta-metragem em si, a avaliação dos grupos pode ser realizada por meio da produção coletiva, que pode ser um texto que discorra sobre as cenas nas quais os conceitos químicos foram inseridos.

Apresentações orais, em que cada grupo apresenta as cenas e discute o tema químico, também são uma alternativa para socializar a concepção do curta-metragem do ponto de vista da Química.

Já sabemos que a produção audiovisual pode ser uma rica ferramenta pedagógica, mas como é possível realizar uma avaliação individual em uma produção em grupo? O acompanhamento de cada estudante na rede social pode dar uma dimensão mais ampliada de questões comportamentais e de relação interpessoal que com certeza poderia também ser um rico campo de estudos para os professores de outras áreas, como Filosofia ou Sociologia.

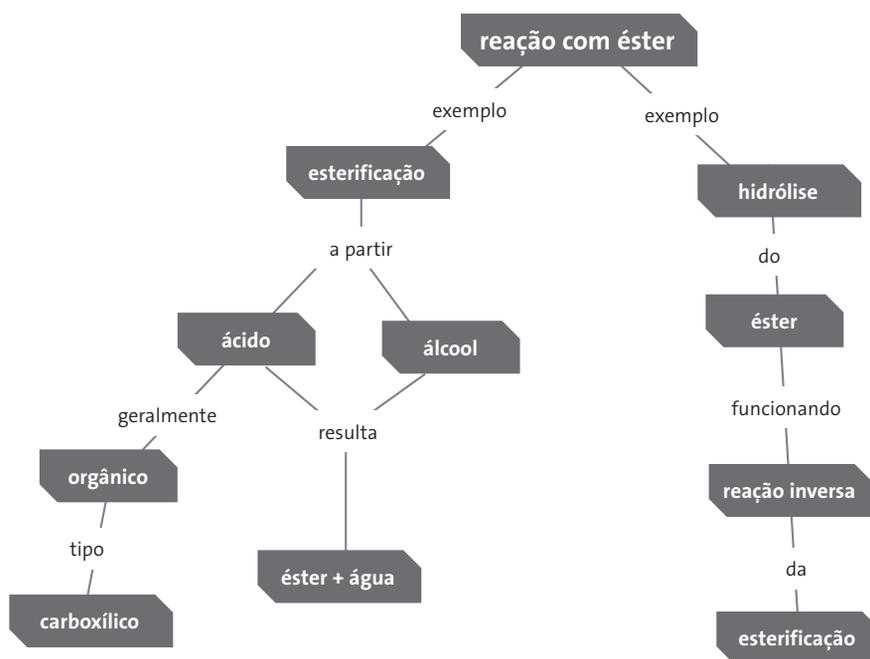
A partir dos conceitos da AS, Joseph Novak, disponível em <www.ihmc.us/groups/jnovak/>, acesso em 8 mar. 2016, introduziu o uso de mapas conceituais como forma de representação das conexões de ideias sobre um determinado conhecimento na estrutura cognitiva. Assim, um conceito é ligado a outro conceito através de uma palavra de ligação. A tríade conceito-palavra de ligação-conceito forma uma proposição. Tais proposições, que partem de um conceito gerador ou palavra raiz, podem ser avaliadas e fornecem um espelho de como os conceitos vão sendo articulados, tornaram-se ou não mais elaborados ou se estão sendo especificados. Desta forma pode-se ter uma ideia das modificações dos conhecimentos prévios através dos novos conhecimentos adquiridos. No contexto escolar, a vantagem do uso de mapas conceituais é a possibilidade que o estudante tem de poder articular conhecimentos em rede, o que aproxima os conceitos que, por alguma razão, ficariam distantes.

Sendo assim, os mapas conceituais são um recurso de avaliação individual que pode ser utilizado para identificar o processo de construção do conhecimento químico trabalhado por cada grupo ou suas elaborações numa perspectiva da AS. Claro que os estudantes, antes de tudo, devem ter a oportunidade de trabalhar no desenvolvimento de bons mapas, e o exercício da técnica é o melhor caminho. Como sugestão, que se baseia na ação desenvolvida no Quimicurta, os estudantes podem construir os mapas conceituais em dois momentos: um antes da produção do curta-metragem e outro depois. Desta forma o professor poderá comparar as associações de significados antes e depois da produção do curta-metragem, além de entender o impacto que a ação promoveu do ponto de vista da construção do conhecimento químico.

Os mapas conceituais se baseiam na interligação de conceitos e, no caso do Quimicurta, a palavra geradora ou raiz é o tema químico utilizado na produção de cada curta-metragem. Sendo assim, pode ser avaliada em cada mapa, entre outros critérios, a correta ligação entre os conceitos, sendo que, no mapa elaborado após a execução do curta-metragem, pode-se avaliar também como a introdução de elementos relativos ao roteiro do curta-metragem se articulou com o tema químico.

Esta visão propicia ao professor a compreensão de como cada estudante conseguiu avançar na construção do conhecimento do tema químico trabalhado, suas interligações e seus contextos. Esta prática promove reflexões mútuas e o rompimento da passividade do estudante no processo ensino-aprendizagem.

Para exemplificar vamos transcrever aqui a avaliação de dois mapas conceituais (um antes e um depois da produção do curta-metragem) desenvolvidos por um estudante do CAp-UFPE. O nosso objetivo não é fazer uma análise profunda, mas sim mostrar, de maneira geral, como é possível avaliar a construção do conhecimento químico numa perspectiva da aprendizagem significativa por meio de mapas conceituais.

No mapa conceitual 1, apresentado a seguir, desenvolvido antes da produção do curta-metragem, a palavra geradora “reação com éster” anuncia qual foi o tema químico desenvolvido pelo estudante e seu grupo, e mostra que o estudante consegue identificar que as reações de esterificação e hidrólise ocorrem com substâncias que possuem o grupo éster. Provavelmente estes foram os conceitos desenvolvidos nas aulas de Química. Contudo a sequência “reação de esterificação → ácido → orgânico → carboxílico” nos mostra uma interligação muito simples das ideias. Não há neste mapa qualquer aplicação de reações que envolvam o grupo éster, contudo observa-se que proposições válidas foram relacionadas por meio da ligação dos conceitos por palavras de ligação. As palavras de ligação são importantes para a identificação correta do que o estudante quis expressar em seu instrumento. Devemos ter em mente que o mapa vai ser avaliado sem a presença do estudante e a clareza é fundamental para uma boa avaliação.

Mapa conceitual 1, desenvolvido individualmente antes da produção do curta.

Por outro lado, o mapa conceitual 2, construído após a elaboração do curta-metragem, é mais elaborado e mostra que novos conceitos modificaram os conhecimentos prévios. O estudante consegue manter seu raciocínio sobre a reação de esterificação, mas apresenta uma melhor organização de ideias.

O novo termo “transesterificação”, presente no mapa conceitual 2, evidencia a contribuição do curta-metragem nas novas articulações do conhecimento químico deste estudante. No curta-metragem, o grupo adicionou este tipo de reação no contexto da trama para tratar da problemática do biodiesel. O termo “biodiesel” aparece no mapa como uma aplicação da reação no cotidiano. Aliás, o estudante conecta ao termo “cotidiano” as reações com o grupo éster. Neste caso o conhecimento passou a ter um novo significado, muito mais abrangente, e a experiência vivida na produção do curta-metragem pode ter sido um fator determinante nesse processo.

O termo “sabão e produtos de limpeza” nos ajuda nesta compreensão, pois o curta-metragem produzido envolvia uma agência de publicidade que tinha como principal objetivo montar a melhor companha para um novo sabão líquido. Este termo parece substituir o termo “hidrólise”, empregado pelo estudante em seu primeiro mapa conceitual (1), ou seja, a reação de saponificação parece ter muito mais significado para o estudante.

Do ponto de vista processual observa-se que o estudante, no mapa conceitual 2, passa a diferenciar progressivamente o conhecimento à medida que especifica as reações com o grupo éster; contudo, ao fazer a ligação cruzada entre "cotidiano → transesterificação", a reconciliação de saberes, que é um processo mais complexo, pôde ser identificada. Só podemos avaliar se de fato ocorreu uma aprendizagem significativa em outros momentos da vida deste estudante, mas os resultados apresentam fortes indícios de que o conhecimento químico passou a ter um novo significado, muito mais rico.

Mapa conceitual 2, elaborado depois da produção do curta.

Resultados muito similares foram encontrados em outros mapas analisados e em todos eles aparecem elementos dos roteiros utilizados nos curtas-metragens. Desta forma, se torna claro que a produção de curtas-metragens pelos estudantes fornece uma nova perspectiva para o ensino de Ciências, em especial para o ensino de Química. Neste cenário as Ciências Exatas e a Arte podem se complementar para a promoção de uma aprendizagem que faça mais sentido para o estudante.

O Quimicurta pode tomar uma dimensão ainda maior quando professores de outros componentes curriculares conseguem detectar, nos contextos criados nos curtas, oportunidades para realizarem discussões sobre diversas outras perspectivas.

No canal do Youtube Química CAp UFPE <www.youtube.com/channel/UCGCg57oj54Sk_pao_5Ax_jw>, acesso em 8 mar. 2016, são encontrados todos os curtas-metragens que foram produzidos pelos estudantes desde 2012. Professores de Química de todo o Brasil podem utilizar esses curtas como instrumentos didáticos para reflexões e discussões em sala de aula. O diferencial desses curtas-metragens é que, além de terem curta duração (até 15 minutos), são elaborados por estudantes do Ensino Médio que foram desafiados a construir contextos para temas químicos, dando movimento ao saber. Por exemplo, o curta-metragem *A culpa é do tarô* (2014), disponível em <www.youtube.com/watch?v=VdquSfPsddM&list=PLOc9IVPQ8B7U_Lva4vC9elj1LUcgCZdGC&index=7>, acesso em 8 mar. 2016, descreve com uma dose de bom humor uma situação em que a utilização indevida da radioatividade promove uma série de eventos que não foram planejados. Esse curta-metragem pode ser utilizado, por exemplo, para estabelecer um paralelo entre os benefícios e malefícios da radioatividade, gerando a problematização que leva à promoção da criticidade, que é um fundamento importante do ensino do século XXI.

Ações interdisciplinares também são possíveis, uma vez que os curtas-metragens propiciam um diálogo entre disciplinas para a compreensão de uma realidade criada pelos próprios estudantes e expressa nas cenas do curta-metragem.

O curta *Gloob* (2013), disponível em <www.youtube.com/watch?v=e1i1hWhc3SQ&index=12&list=PLOc9IVPQ8B7U_Lva4vC9elj1LUcgCZdGC>, acesso em 8 mar. 2016, apresenta vários conflitos que podem auxiliar na discussão da ética em um componente curricular como Sociologia, ao mesmo tempo que possibilita ao professor de Química trabalhar as reações de saponificação e transesterificação. Assim, é possível propiciar a interação entre disciplinas aparentemente distintas, de maneira complementar, que possibilita a formulação de um saber crítico-reflexivo.

A construção do conhecimento propiciada pelo desenvolvimento do projeto Quimicurta se reveste de grande relevância, uma vez que estudantes e professores tornam-se parceiros na jornada. A produção audiovisual acaba por transcender as questões imediatistas de aprendizado, melhorando os relacionamentos e como consequência a convivência humana. Este talvez seja o maior ganho que será levado para a vida inteira do estudante que participou de uma produção audiovisual para fins pedagógicos.

Sugestões de programas gratuitos para auxiliar no projeto

- Elaboração de roteiro: ***Celtx*** (http://celtx.br.uptodown.com/). Acesso em: 10 mar. 2016.
- Gravação e edição de vídeo para celular: **Viva Vídeo** (http://vivavideodownload.com). Acesso em: 29 mar. 2016.
- Edição de vídeo: **VSDC Free Video Editor** – (30 MB).
- Edição de imagem: **GIMP 2.8** – (86,1 MB).
- Edição de áudio: **Audacity** (http://audacity.sourceforge.net/). Acesso em: 10 mar. 2016.
- Músicas de domínio público: **Free Music Archive** (http://freemusicarchive.org/). Acesso em: 10 mar. 2016.

Referências bibliográficas Quimicurta

BRASIL. *LDB: Lei de Diretrizes e Bases da Educação Nacional*. Lei nº 9 394 de 20/12/96. São Paulo: Saraiva, 1997.

______. MEC. *Parâmetros Curriculares Nacionais*: introdução aos Parâmetros Curriculares Nacionais. Brasília, 1997.

______. MEC. *Programa Ensino Médio Inovador* – documento orientador. Brasília, 2013.

MOREIRA, Marco Antônio. *Aprendizagem significativa*: da visão clássica à visão crítica. Disponível em: <www.if.ufrgs.br/~moreira/visaoclassicavisaocritica.pdf>. Acesso em: 11 fev. 2016.

______. *Mapas conceituais e aprendizagem significativa*. Disponível em: <www.if.ufrgs.br/~moreira/mapasport.pdf>. Acesso em: 11 fev. 2016.

MORTIMER, E. F. O construtivismo, mudança conceitual e ensino de Ciências: para onde vamos? Revista *Investigações em Ensino de Ciências*, v. 1, n. 1, 1996.

OLIVEIRA, B. J. (Org.) *História da Ciência no Cinema*. UFMG, Belo Horizonte, Editora Argumentum, 2005.

PIETROBOM, Sandra R. G. A prática pedagógica e a construção do conhecimento científico. *Práxis Educativa*. Ponta Grossa, PR, v. 1, n. 2, p. 77-86, 2006.

9 Referências bibliográficas

ALARCÃO, Isabel. *Professores reflexivos em escola reflexiva*. São Paulo: Cortez, 2003.

ALMEIDA, Eduardo Santos e outros. *A visão dos alunos do Ensino Fundamental e do Ensino Médio sobre o profissional de Química*. Disponível em: <www.cienciamao.if.usp.br/tudo/exibir.php?midia=eneq&cod=_avisaodosalunosdoensinofundamentaledoensinomedio>. Acesso em: 8 mar. 2013.

ALMEIDA, Elba Cristina S. e outros. *Contextualização do ensino de Química*: motivando alunos de Ensino Médio. Disponível em: <www.prac.ufpb.br/anais/xenex_xienid/x_enex/ANAIS/Area4/4CCENDQPEX01.pdf>. Acesso em: 8 mar. 2013.

BRASIL. Ministério da Educação. Secretaria de Educação Média e Tecnológica. *Parâmetros Curriculares do Ensino Médio*. Disponível em: <http://portal.mec.gov.br/seb/arquivos/pdf/blegais.pdf>. Acesso em: 8 mar. 2013.

______. MEC. *Parâmetros Curriculares Nacionais do Ensino Médio* – Conhecimentos de Química. Disponível em: <http://portal.mec.gov.br/seb/arquivos/pdf/ciencian.pdf>. Acesso em: 8 mar. 2013.

GOMES, Suzana dos Santos. *Prática docente e de avaliação formativa:* a construção de uma pedagogia plural e diferenciada – FAE/UFMG. Disponível em: <www.anped.org.br/reunioes/26/trabalhos/suzanadossantosgomes.rtf>. Acesso em: 8 mar. 2013.

KOCH, Ingedore. *Desvendando os segredos do texto*. São Paulo: Cortez, 2002.

Revista São Paulo faz escola. Edição especial da proposta curricular, 2008.

Secretaria da Educação. *Proposta Curricular do Estado de São Paulo*: Química. In: FINI, Maria Inês (Coord.). São Paulo, 2008.

Unidade 1 – Meteorologia e as variáveis do clima

O tema central dessa primeira unidade é Meteorologia e as variáveis do clima. Para a abertura de cada capítulo dessa unidade foram selecionadas notícias que mostram a importância da Meteorologia e os diversos fatores que os meteorologistas precisam considerar para fazer uma previsão do tempo.

Também são abordadas as alterações das variáveis do clima e os problemas que podem gerar para a saúde humana e para o meio ambiente, como, por exemplo, em situações de umidade relativa dor ar muito baixa ou muito alta.

A discussão desse tema é bastante oportuna, pois está diretamente relacionada ao estudo dos gases e do meio ambiente.

Antes de iniciar o estudo dessa unidade, faça um debate com a classe para discutir sobre o que os alunos têm observado nas notícias de jornais e na mídia em geral sobre as alterações climáticas no planeta, como chuvas, variação de temperatura, secas e mesmo sobre as doenças desencadeadas pelas mudanças bruscas de temperatura.

Pergunte ainda se eles sabem como é feita a previsão do tempo e quais fatores devem ser levados em conta para se chegar a um resultado confiável.

A partir desse debate, quando for realizada a leitura dos textos, o conhecimento do aluno estará mais enriquecido de informações, o que irá favorecer seu processo de aprendizagem.

Como justificar para o aluno a importância do que ele irá aprender agora?

O objetivo dessa unidade é utilizar o estudo da teoria cinética dos gases e do cálculo estequiométrico para uma revisão dos conceitos mais importantes que o aluno aprendeu no Volume 1 e que serão muito utilizados ao longo deste ano.

Assim, ao ensinar a teoria cinética dos gases iremos rever os conceitos de pressão, temperatura e volume, estados da matéria, massa e densidade além de outros novos como cálculo da umidade relativa do ar, efusão e difusão.

No Capítulo 3 iremos retomar os conceitos de quantidade de matéria, volume molar, constante de Avogadro aplicados a reações químicas envolvendo substâncias orgânicas e inorgânicas, ou seja, teremos a oportunidade de usar todo o conhecimento que o aluno adquiriu até agora em situações mais próximas da realidade de laboratórios e indústrias considerando pureza de reagentes e rendimento de reações. Que o início desse ano letivo seja o resgate e a confirmação do sucesso do ano anterior. Bom trabalho!

Sobre como desenvolvemos o conteúdo

Talvez o professor tenha estranhado o fato de trabalharmos a teoria cinética dos gases e o cálculo estequiométrico no Volume 2 e não no Volume 1, como é feito comumente.

Isso não ocorreu por acaso, foi planejado. E por quê?

Sabemos que a maioria dos alunos chega ao Ensino Médio com alguma dificuldade em Matemática. Cálculos que envolvam proporção ou regra de três são bem difíceis para muitos dos nossos alunos.

Também temos consciência de que vários alunos chegam ao primeiro ano com uma ideia equivocada sobre a Química, a qual atribuem a fama de matéria difícil, chata, decorativa.

Trabalhar cálculos químicos mais complexos no primeiro ano, juntando a dificuldade em Matemática com a má fama da Química, é a receita perfeita para ter em sala de aula um grande número de alunos dispersos e desinteressados.

Nossa proposta é utilizar o primeiro ano do Ensino Médio para desfazer essa má impressão que o aluno tem da Química, levá-lo a gostar da matéria, mostrar o quanto a Química está inserida em nosso dia a dia, o quanto adquirir esse conhecimento é importante para exercermos nossa cidadania, melhorarmos nossa qualidade de vida e protegermos nosso meio ambiente, ao mesmo tempo em que deixamos que o aluno adquira mais experiência em cálculos com os professores de Matemática e Física.

Significa, então, que devemos ignorar a Matemática no primeiro ano?

Claro que não! Isso seria impossível. A Matemática é importantíssima em tudo o que fazemos, é um conhecimento do qual não podemos dispor. Trabalhamos matemática no primeiro ano em teoria atômico molecular, mas apenas em cálculos mais simples e diretos. Sempre buscamos oportunidades para mostrar ao aluno o quanto matérias como Matemática, Física, Biologia, História, Geografia e Química, por exemplo, são interligadas e interdependentes.

Mas a proposta no primeiro é apresentar os conceitos de Química ao aluno e enfatizar sua importância em nossa vida.

Se conseguimos fazer o aluno do primeiro ano gostar de Química, teremos no segundo ano um aluno mais disposto a superar qualquer dificuldade para prosseguir seu aprendizado e continuar seu desenvolvimento. Aí sim, é o momento de introduzirmos os cálculos mais complexos de Matemática, envolvendo rendimento, pureza, equações, logaritmos, etc.

Capítulo 1 – Teoria cinética dos gases

Este primeiro capítulo apresenta as três variáveis de estado do gás e trata, com base na teoria cinética para o gás

ideal, do comportamento de um sistema gasoso quando sofre uma mudança de estado, ou seja, uma variação de pressão, de temperatura ou de volume.

Apresenta também a equação geral que relaciona as três variáveis: pressão, volume e temperatura. É importante também nesse momento abordar a equação de Clapeyron, pois relaciona as variáveis de estado do gás com sua quantidade de matéria.

Objetivos

- Compreender a teoria cinética dos gases.
- Converter unidades de medidas de pressão, volume e temperatura.
- Compreender e analisar dados e gráficos referentes a transformações isotérmica, isobárica e isovolumétrica.
- Calcular valores das variáveis do estado por meio de equações referentes às possíveis transformações gasosas.
- Construir gráficos correlacionados às grandezas que caracterizam os gases.
- Compreender as relações de proporcionalidade de pressão, temperatura e volume por meio da equação geral dos gases.
- Calcular a variável do estado gasoso por meio da equação geral dos gases e pela equação de Clapeyron.
- Determinar a quantidade da substância gasosa pela equação de Clapeyron.

Conteúdos específicos indispensáveis para a sequência dos estudos

- Teoria cinética dos gases.
- Transformações: isotérmica, isobárica e isovolumétrica.
- Equação geral dos gases.
- Equação de Clapeyron.

Comentários e sugestões

É importante, antes da abordagem da teoria dos gases, recordar com seus alunos as conversões de unidades das seguintes grandezas: temperatura, volume e pressão, já estudadas no Volume 1.

O **Experimento** Propriedades dos gases é uma atividade interessante para iniciar esse assunto. Veja mais informações de como trabalhar com esse experimento no item a seguir.

Na discussão sobre o assunto é importante mencionar a diferença entre o gás ideal (para o qual valem as leis que estudamos) e o gás real (cujo comportamento, por causa da complexidade, não é estudado no Ensino Médio). Destaque as condições em que o comportamento de um gás real se aproxima do comportamento de um gás ideal.

A construção de gráficos é muito importante para reunir, analisar, avaliar e prever o comportamento de um gás submetido a determinadas condições que provoquem uma mudança de estado. Os alunos, porém, costumam apresentar dificuldades para realizar a tarefa. No item **Conversa com professor** a seguir, explicamos passo a passo as regras de construção de gráficos para que o professor possa orientar seus alunos.

Durante as resoluções dos exercícios, que podem ser feitos em grupos, ajude-os sanando possíveis dúvidas. É importante ressaltar que nos cálculos das transformações gasosas, a temperatura sempre deve estar em kelvin; já para as outras grandezas, volume e temperatura, o aluno deverá verificar qual unidade está sendo mencionada no enunciado do exercício.

Geralmente os alunos acreditam que os gases são todos incolores. É interessante levar para a sala fotos que mostrem alguns gases de outras cores, como o dióxido de nitrogênio que apresenta coloração amarronzada ou o gás cloro que é amarelo-esverdeado (na página 265 do livro do aluno há uma foto do gás cloro).

Experimento

Propriedades dos gases

Esta atividade experimental pode ser feita em grupo. Por meio deste experimento é possível verificar a influência da pressão, temperatura e do volume no comportamento dos gases.

Proponha que eles respondam as questões do item **Investigue** no caderno. Peça a um voluntário de cada grupo que leia as respostas para a sala em voz alta. Os outros alunos e o professor podem complementar a resposta e fazer observações a respeito e assim os conceitos relacionados aos gases podem ser construídos. Seria interessante que as questões fossem lidas e discutidas na sequência.

Investigue

1. Quando a tampa está fechada, a água não escorre pelo furo permanecendo no interior da garrafa.
   Quando abrimos a garrafa, o ar atmosférico passa a exercer pressão sobre a água fazendo-a sair pelo furo.
2. O papel não molha porque, quando viramos o copo com o papel amassado em seu interior, o ar entra no copo e passa a ocupar um determinado espaço. Quando imergimos o copo no interior da panela funda, o ar se coloca entre o papel e a água, impedindo que ele se molhe.
3. A garrafa PET nunca esteve vazia, ela continha ar em seu interior. Quando colocamos o balão (bexiga) no gargalo da garrafa e imergimos a garrafa em água quente, o aumento de temperatura provoca a expansão do gás no interior da garrafa, que passa a ocupar o volume disponível no balão. Quando imergimos a garrafa em água gelada, a diminuição da temperatura provoca a contração do gás no interior da garrafa, que passa a ocupar um volume menor, "esvaziando" o balão.
4. Sugestão: utilizando uma balança (que pode ser a balança de pratos construída no experimento da página 81 do Volume 1), pode-se medir a massa de um balão (bexiga) vazio (utilizando palitos de dente como padrão) e, depois, cheio de gás.

Conversa com o professor

Construção de gráficos

Essa é uma ótima oportunidade de mostrar aos alunos como construir um gráfico corretamente.

A melhor maneira de visualizar como varia uma grandeza **y** à medida que uma segunda grandeza **x** também varia é por meio da construção de um gráfico, de preferência, feito em papel milimetrado. Um gráfico plano (de uso mais comum) tem dois eixos nos quais são representados os valores de cada grandeza.

No **eixo horizontal (x)**, a abscissa, representamos a variável independente, ou seja, aquela cujo valor é controlado pelo experimentador.

No **eixo vertical (y)**, a ordenada, representamos a variável dependente, isto é, aquela cujo valor é medido experimentalmente (seu valor depende daquele fixado para a variável independente).

Quando as duas grandezas (**x** e **y**) são medidas experimentalmente, ou seja, são interdependentes, pode-se representar qualquer uma delas em quaisquer dos eixos. É o que ocorre, por exemplo, com o gráfico da questão 3 da página 17 destas orientações, da variação da pressão em função do volume.

Para que um gráfico possa ser o mais claro e útil possível, é importante observar também os seguintes pontos:

Devemos escolher para as variáveis independente e dependente escalas suficientemente expandidas, de modo que os pontos do gráfico fiquem bem distribuídos por toda a área útil do papel.

O gráfico deve mostrar a origem(**x** = 0 e **y** = 0) sempre que possível. Às vezes, os pontos do gráfico são relativamente próximos entre si, e um gráfico que mostra a origem acaba não sendo adequado.

A escala deve ser iniciada tomando-se um valor um pouco abaixo do valor mínimo medido e terminando num valor um pouco acima do valor máximo medido. Por exemplo, para elaborar um gráfico com os valores de pressão de uma amostra gasosa que se encontra entre 1,2 atm a 3,6 atm, a escala para representar tais valores poderia começar em 1,0 atm e terminar em 4,0 atm.

Devemos indicar, junto aos eixos, os símbolos das grandezas correspondentes divididos por suas respectivas unidades; isso porque os valores representados nos eixos devem ser números puros, ou seja, adimensionais.

Toda grandeza (massa, temperatura, pressão, volume, etc.) é igual ao produto entre um valor numérico e uma unidade (grama, quilograma, graus Celsius, kelvin, atmosfera, milímetro de mercúrio, litro, centímetro cúbico, etc.). Logo, **o valor numérico representado no eixo de um gráfico ou em uma tabela deve ser igual ao quociente entre a grandeza e a respectiva unidade**. Observe.

Grandeza = valor numérico × unidade

Por exemplo:

temperatura = 25 °C (ou 25 × 1 °C)

$$\text{valor numérico} = \frac{\text{grandeza}}{\text{unidade}}$$

$$\text{Por exemplo: } 25 = \frac{\text{Temperatura}}{°\text{C}}$$

O gráfico plano tem dois eixos em que são representados os valores de cada grandeza.

É importante indicar o que será representado no gráfico por meio de um título ou de uma legenda.

Os valores da escala em cada eixo devem ser marcados de forma clara.

Os pontos de encontro entre os valores de ordenada e abscissa lançados no gráfico devem ser indicados por pequenos círculos.

Ao se traçar uma curva, devemos representar a tendência média dos pontos (procedimento conhecido por interpolação); não devemos, a menos que isso seja solicitado, unir os pontos por meio de segmentos de retas.

Conversa com o professor

Como funciona um satélite meteorológico?

O texto da seção **Foi notícia!** desse capítulo (página 9) fala sobre os vários instrumentos utilizados para fazer previsões meteorológicas. No trecho selecionado do original não há menção sobre os satélites meteorológicos, mas é possível que algum aluno tenha ouvido falar a respeito e queira saber como funciona esse instrumento. Se isso ocorrer, sugerimos a leitura do texto a seguir.

"Um satélite meteorológico fornece imagens do planeta que são utilizadas para monitorar as variações climáticas. Estes satélites, conforme a resolução das imagens, também podem monitorar queimadas em áreas de preservação, efeitos de poluição, tempestades de raios, tempestades de areia (em desertos), áreas de superfícies cobertas por neve e gelo, os limites das correntes oceânicas, a atividade e as emissões de vulcões como o Monte Santa Helena e o Etna. O El Niño e seu efeito sobre o tempo foi monitorado diariamente por meio de imagens de satélite. O buraco na camada de ozônio também é mapeado por meio de dados de satélites meteorológicos.

Há dois tipos de satélites meteorológicos, os de órbita polar, que passam pelos polos ou perto deles (os

períodos de suas órbitas variam de uma a duas horas) e os geoestacionários (de órbita equatorial).

Os satélites geoestacionários orbitam no plano equatorial da Terra a uma altura de 38 500 km. A esta altura, o período orbital do satélite é o mesmo da rotação da Terra. Assim, o satélite parece estacionário sobre um mesmo ponto no equador. Para obter uma cobertura global é necessária uma cadeia de 5 a 6 satélites.

Na verdade, os satélites geoestacionários são heliossíncronos, ou seja, estão sincronizados com o Sol, girando com a mesma velocidade de rotação da Terra, numa órbita que permanece sempre no mesmo plano, enquanto a Terra gira à razão de 15 graus por hora. Entre duas passagens de um satélite geoestacionário pelo equador (a cada 101 minutos), ele cobre novas regiões, sobre as quais o Sol está aproximadamente na mesma posição (na mesma hora solar) que na passagem anterior. Esta característica permite que o satélite observe a Terra em pontos que têm o mesmo tipo de iluminação. Cada satélite passa pelo mesmo local uma vez a cada 12 horas (uma de dia, outra de noite). Com dois satélites pode-se obter informações sobre determinado local quatro vezes por dia.

Coletivamente, satélites meteorológicos dos Estados Unidos, Europa, Índia, China, Rússia e Japão permitem observações quase contínuas do clima sobre todo o planeta. As imagens do globo terrestre são obtidas a cada 30 minutos.

Os satélites meteorológicos que informam sobre o clima no Brasil são os da série NOAA (National Oceanic and Atmospheric Administration, dos Estados Unidos).

O sensor MODIS (Moderate Resolution Imaging Spectroradiometer) é o principal instrumento a bordo do satélite Terra (EOS AM-1) e do Aqua (que também transporta o HSB, Humidity Sensor for Brazil), sensor brasileiro de umidade atmosférica, um dos sistemas de observação da Terra da NASA. O MODIS realiza observações de toda a superfície terrestre a cada 1 ou 2 dias, e adquire dados em 36 bandas espectrais que se situam entre 0,4 μm e 14,4 μm e se distribuem em diferentes grupos de resolução espacial. Estes dados contribuem para melhorar nossa compreensão da dinâmica global e os processos que ocorrem na terra, nos oceanos e na atmosfera mais baixa."

Esteio Engenharia e Aerolevantamentos S.A. Disponível em: <http://satelite.cptec.inpe.br>. Acesso em: 18 mar. 2016.

Relembre com seus alunos as equações das transformações gasosas e apresente posteriormente a equação geral dos gases. É interessante pedir aos alunos que observem e comparem as equações das transformações gasosas (isobárica, isotérmica e isovolumétrica) com a equação geral.

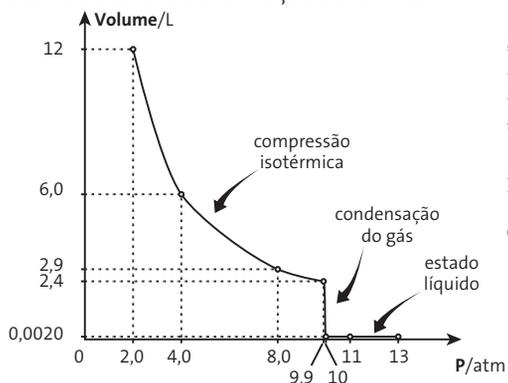
No caso da equação de Clapeyron, é importante que o aluno entenda que a constante universal dos gases, R, utilizada na equação deve ser expressa nas mesmas unidades de pressão, temperatura e volume das variáveis de estado relacionadas.

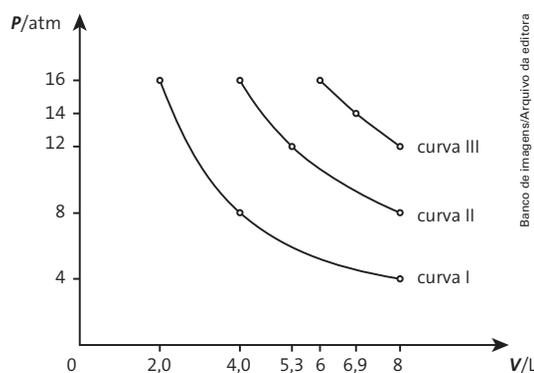
Proponha que os exercícios sejam realizados em grupos, a fim de que os alunos possam se ajudar mutuamente. De qualquer forma, a supervisão do professor deve permanecer durante toda a resolução dos exercícios.

Como forma de avaliação, peça aos alunos que resolvam alguns exercícios do livro em casa e os entreguem numa folha. É importante que esses exercícios sejam resolvidos no quadro em aulas posteriores, incentivando a participação oral dos alunos com dificuldades.

Resolução dos exercícios

1 Liquidificador ligado: estado gasoso, cujas partículas apresentavam a propriedade de ocupar toda a capacidade do recipiente que a contém.
Liquidificador desligado: condensação (passagem do estado gasoso para o líquido), cujas partículas gasosas apresentam densidade bastante inferior à do líquido obtido pela sua condensação.

2 Trata-se de uma transformação isotérmica:

O volume se manteve constante acima de 9,9 atm, pois o gás sofreu condensação.

3 A temperatura do gás X é maior na curva III, pois a uma mesma pressão (16 atm, por exemplo), o volume é maior por causa do aumento da energia cinética das partículas.

4 Segundo a lei de Boyle e Mariotte, para uma transformação gasosa isotérmica (no caso, a 25 °C):

$$P_i \cdot V_i = P_f \cdot V_f$$

$$V_i = \frac{P_f \cdot V_f}{P_i}$$

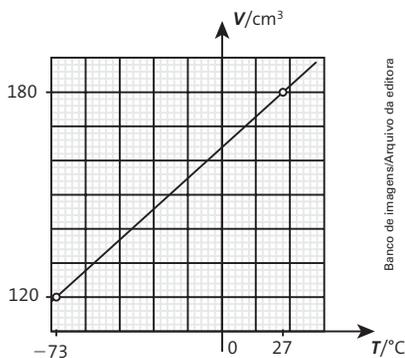
$$V_i = \frac{70\ \text{kPa} \cdot 20\ \text{L}}{100\ \text{kPa}} \Rightarrow V_i = 14\ \text{L}$$

5 a) $T_i = 27 + 273 \Rightarrow T_i = 300$ K

$$\frac{V_i}{T_i} = \frac{V_f}{T_f} \Rightarrow T_f = \frac{T_i \cdot V_f}{V_i}$$

$$T_f = \frac{300 \cdot 120}{180} \Rightarrow T_f = 200\ \text{K}$$

$$t/°\text{C} = T/\text{K} - 273 \Rightarrow t/°\text{C} = 200 - 273 \Rightarrow t = -73\ °\text{C}$$

b)

6 Alternativa b.

7 $T_f = 80 + 273 \Rightarrow T_f = 353$ K

$$\frac{V_i}{T_i} = \frac{V_f}{T_f} \Rightarrow T_i = \frac{T_f \cdot V_i}{V_f}$$

$$T_i = \frac{353 \cdot 12}{15} \Rightarrow T_i = 282{,}4\ \text{K}$$

$$t/°\text{C} = T/\text{K} - 273 \Rightarrow t/°\text{C} = 282{,}4 - 273 \Rightarrow t = 9{,}4\ °\text{C}$$

8 $V_i = 30$ mL $\qquad V_f = ?$

$T_i = 25$ °C ou 298 K $\qquad T_f = 35$ ºC ou 308 K

$$\frac{V_i}{T_i} = \frac{V_f}{T_f} \Rightarrow V_f = \frac{T_f \cdot V_i}{T_i}$$

$$V_f = \frac{308 \cdot 30}{298} \Rightarrow V_f \simeq 31\ \text{mL}$$

9 Alternativa a.

$$P_i \cdot V_i = P_f \cdot V_f$$

$$150\ \text{atm} \cdot 60\ \text{L} = 1\ \text{atm} \cdot V_f \Rightarrow V_f = 9000\ \text{L}$$

10 Alternativa c.

Transformação isocórica: 12,5 mL.

Convertendo a pressão de mmHg para atm:

1 atm ——————— 760 mmHg

x ——————— 685 mmHg

$$x = \frac{685 \cdot 1}{760} \Rightarrow x \simeq 0{,}90\ \text{atm}$$

$$\frac{P_i}{T_i} = \frac{P_f}{T_f} \Rightarrow P_f = \frac{P_i \cdot T_f}{T_i}$$

$$P_f = \frac{0{,}90 \cdot 310}{295} \Rightarrow P_f \simeq 0{,}95\ \text{atm}$$

11 a) Como a garrafa estava fechada, o gás sofreu uma transformação isocórica.

$T_i = 27 + 273 \Rightarrow T_i = 300$ K

$T_f = 57 + 273 \Rightarrow T_f = 330$ K

b) $\frac{P_i}{T_i} = \frac{P_f}{T_f} \Rightarrow P_f = \frac{T_f \cdot P_i}{T_i} \Rightarrow P_f = \frac{330 \cdot 1}{300} \Rightarrow$

$\Rightarrow P_f = 1{,}1$ atm

c) Após a retirada da tampa, a pressão do ar no interior da garrafa se iguala à pressão ambiente, 1,0 atm.

12 Alternativa a.

$T_i = 273$ K e $P_i = 1$ atm (transformação isovolumétrica);

$T_f = 546$ K e $P_f = ?$

$$\frac{P_i}{T_i} = \frac{P_f}{T_f} \Rightarrow P_f = \frac{T_f \cdot P_i}{T_i} \Rightarrow P_f = \frac{546 \cdot 1}{273} \Rightarrow P_f = 2\ \text{atm}$$

O balão não estoura porque a pressão máxima interna permitida pelo balão é de 3,0 atm.

13 Alternativa a.

$V_i = V$; $T_i = 27$ °C ou 300 K;

$P_i = 760$ mmHg ou 1 atm

$V_f = V$; $T_f = ?$; $P_f = 2$ atm

$$\frac{P_i}{T_i} = \frac{P_f}{T_f} \Rightarrow T_f = \frac{T_i \cdot P_f}{P_i} \Rightarrow T_f = \frac{300 \cdot 2}{1}$$

$T_f = 600$ K ou 327 °C

14 Alternativa b.

Utilizando a lei de Charles para transformações com volume constante temos que:

$P_1 / T_1 = P_2 / T_2$

Transformando T_1 em Kelvin: $T_1 = 27$ °C $= 300$ K e substituindo os valores na expressão:

$2{,}3 / 300 = 2{,}53 / T_2 \Rightarrow T_2 = 2{,}53 \cdot 300 / 2{,}3 \Rightarrow$

$\Rightarrow T_2 = 330\ \text{K} \Rightarrow T_2 = 57$ °C.

15 Alternativa d.

Utilizando a lei de Charles para transformações com volume constante temos que:

$P_1 / T_1 = P_2 / T_2$

Substituindo os valores das temperaturas em Kelvin temos que:

$P_1 / (-18 + 273) = P_2 / 300 \Rightarrow P_1 / 255 = P_2 / 300$

$P_1 = P_2 \cdot 255 / 300$, portanto,

$P_1 = 0{,}85 \cdot P_2$, ou seja, 85% da pressão atmosférica.

16 Alternativa c.

Armazenar botijões de gás em locais muito quentes é perigoso, pois o aumento da temperatura provoca o aumento da pressão, sem alterar o número de mols, podendo, porventura, ocasionar um grave acidente.

17 a) I $\rightarrow$ II (transformação isobárica)

II $\rightarrow$ III (transformação isotérmica)

III $\rightarrow$ I (transformação isocórica)

b) $T_{II} = 227 + 273 \Rightarrow T_{II} = 500$ K

$T_{III} = T_{II} = 500$ K

$$\frac{P_{III} \cdot V_{III}}{T_{III}} = \frac{P_I \cdot V_I}{T_I} \Rightarrow \frac{4 \cdot 4}{500} = \frac{2 \cdot 4}{T_I} \Rightarrow T_I = \frac{500 \cdot 2}{4} \Rightarrow$$

$\Rightarrow T_I = 250$ K ou $T_I = -23$ °C

18 Alternativa e.

a) Incorreta, pois a temperatura do gás no estado 2 é de 600 K (para uma transformação isocórica, no caso de ponto 2 para o ponto 3, se a pressão foi reduzida pela metade – de 2 atm para 1 atm –, a temperatura também deverá ser reduzida pela metade – de 600 K para 300 K).

b) Incorreta, pois a pressão do gás no estado 3 é de 1 atm.

c) Incorreta, pois a temperatura do gás no estado 3 é de 300 K.

d) Incorreta, pois o volume do gás no estado 2 é de 20 L.

19 Alternativa e.

$$\frac{P_i \cdot V_i}{T_i} = \frac{P_f \cdot V_f}{T_f} \Rightarrow \frac{4 \cdot 20}{300} = \frac{4 \cdot 60}{T_f}$$

$$T_f = \frac{300 \cdot 4 \cdot 60}{4 \cdot 20} \Rightarrow T_f = 900 \text{ K}$$

$T_f = 3 \cdot T_i$, ou seja, $900 = 3 \cdot 300$

20 Alternativa c.

$V_i = 10$ L — $V_f = ?$

$T_i = 27$ °C ou 300 K — $T_f = 47$ °C ou 320 K

$P_i = 150$ mmHg — $P_f = 200$ mmHg

$$\frac{P_i \cdot V_i}{T_i} = \frac{P_f \cdot V_f}{T_f} \Rightarrow V_f = \frac{P_i \cdot V_i \cdot T_f}{P_f \cdot T_i} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow V_f = \frac{150 \cdot 10 \cdot 320}{200 \cdot 300} \Rightarrow V_f = 8 \text{ L}$$

21 Alternativa c.

$V_i = 4$ L; $T_i = 280$ K; $P_i = 596$ mmHg

$V_f = ?$; $T_f = 228$ K; $P_f = 40$ mmHg

$$\frac{P_i \cdot V_i}{T_i} = \frac{P_f \cdot V_f}{T_f} \Rightarrow V_f = \frac{P_i \cdot V_i \cdot T_f}{P_f \cdot T_i}$$

$$V_f = \frac{596 \cdot 4 \cdot 228}{40 \cdot 280} \Rightarrow V_f = 48{,}5 \text{ L}$$

22 Alternativa d.

$m = 1{,}28$ g — $t = 27$ °C ou 300 K

$V = 600$ mL ou 0,6 L — $R = 0{,}082$ atm · L/K · mol

$P = 0{,}82$ atm — $M = ?$

$$P \cdot V = \frac{m}{M} \cdot R \cdot T \Rightarrow M = \frac{m \cdot R \cdot T}{P \cdot V} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow M = \frac{1{,}28 \cdot 0{,}082 \cdot 300}{0{,}82 \cdot 0{,}6} \Rightarrow M = 64 \text{ g/mol}$$

Dentre os gases indicados, o único que possui massa molar igual a 64 g/mol é o $SO_2(g)$.

23 Utilizando a equação de Clapeyron e transformando a temperatura em K e o volume em litros, para obtermos as mesmas unidades da constante ***R*** temos que:

$p \cdot V = n \cdot R \cdot T$

Dados:

$p = 1{,}0$ atm

$V = 123$ mL $= 0{,}123$ L

$R = 0{,}082$ atm · L · mol^{-1} · K^{-1}

$T = 27$ °C $+ 273 = 300$ K

a) 1,0 atm · 0,123 L = n · 0,082 · 300 K

0,123 = n · 24,6 logo $n = 0{,}005$ mol

Como 1 mol = 1000 milimols, então 0,005 mol = = 5 milimol.

b) Temos 0,005 mol. Como havia 0,45 g, então em 1 mol teremos:

0,005 mol ——— 0,45 g

1 mol ——— m

$m = 90$ g/mol

24 Alternativa d.

$T/\text{K} = t/°\text{C} + 273 \Rightarrow T = 300$ K

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow P = \frac{n \cdot R \cdot T}{V} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow P = \frac{5 \cdot 0{,}082 \cdot 300}{16{,}4} \Rightarrow P = 7{,}5 \text{ atm}$$

25 Alternativa a.

$$P \cdot V = \frac{m}{M} \cdot R \cdot T \Rightarrow m = \frac{P \cdot V \cdot M}{R \cdot T} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow m = \frac{6{,}11 \cdot 0{,}4 \cdot 4}{0{,}082 \cdot 298} \Rightarrow m = 0{,}4 \text{ g}$$

26 Alternativa c.

$V = 8{,}2$ L — $m_{N_2} = ?$

$T = 127$ °C ou 400 K — $M_{N_2} = 28$ g/mol

$P = 2$ atm — $R = 0{,}082$ atm · L/mol · K

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow P \cdot V = \frac{m}{M} \cdot R \cdot T \Rightarrow$$

$$\Rightarrow m = \frac{P \cdot V \cdot M}{R \cdot T} \Rightarrow m = \frac{2 \cdot 8{,}2 \cdot 28}{0{,}082 \cdot 400} \Rightarrow$$

$\Rightarrow m = 14$ g de gás nitrogênio

27 Alternativa d.

Dados:

$V_1 = 10$ L

$P_1 = 1{,}00$ atm

$T_1 = 27$ °C $= 27 + 273 = 300$ K

$P_2 = 0{,}25$ atm

$T_2 = -50$ °C $= -50 + 273 = 223$ K

Substituindo esses valores na equação geral dos gases temos que:

$$\frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{P_2 \cdot V_2}{T_2}, \text{ portanto, } V_2 = \frac{P_1 \cdot V_1 \cdot T_2}{P_2 \cdot T_1}$$

$$V_2 = \frac{1{,}00 \cdot 10 \cdot 223}{0{,}25 \cdot 300}, \text{ então, } V_2 = 29{,}7 \text{ L.}$$

Capítulo 2 – Misturas gasosas

Este capítulo apresenta a equação de Clapeyron correlacionada às misturas gasosas. Discute a pressão parcial e o volume parcial de cada gás participante na mistura. Cálculos da determinação da massa molar aparente e da densidade aparente de misturas gasosas são discutidos e apresentados no capítulo. Explica também a diferença entre umidade absoluta e umidade relativa do ar. Por fim, aborda alguns fenômenos associados à difusão e efusão de gases.

Objetivos

- Calcular as variáveis relacionadas às misturas gasosas, como temperatura, pressão e volume, e quantidades (como mols, massa).
- Compreender e calcular a massa molar aparente e a densidade aparente das misturas gasosas.
- Contextualizar os fenômenos referentes às misturas gasosas a situações cotidianas.
- Compreender a umidade do ar (relativa e absoluta) e associá-la à pressão máxima de vapor da água.

Conteúdos específicos indispensáveis para a sequência dos estudos

- Equação de Clapeyron.
- Misturas gasosas.
- Fração em quantidade de matéria.
- Pressão parcial e volume parcial.
- Densidade aparente.
- Difusão e efusão gasosas.

Comentários e sugestões

Revise e discuta com seus alunos a equação de Clapeyron. É importante que entendam que essa equação pode ser usada para estudar as mudanças de estado de um único gás ou de uma mistura de gases. Relembre que a unidade da constante universal dos gases, *R*, deve estar de acordo com as unidades das variáveis utilizadas na equação.

Partindo da equação de Clapeyron e da definição de densidade, deduza com os alunos a fórmula da densidade aparente de um gás. Induza-os a deduzir por si mesmos as possíveis relações dessas fórmulas. É importante ouvir o que os alunos têm a dizer para depois ajudá-los a corrigir ideias equivocadas por meio de discussões e hipóteses que forem surgindo na aula.

Verifique possíveis conhecimentos prévios dos alunos sobre o assunto umidade relativa do ar. Uma aula antes de abordar esse tema, peça que pesquisem notícias a esse respeito e escrevam no caderno o que entenderam, mencionando a fonte de informação. Peça que alguns voluntários leiam seus textos e discuta com a classe as concepções prévias que eles trazem, orientando-os para a construção de um conhecimento efetivo desse assunto, ressaltando o quanto a variação da umidade relativa do ar (principalmente nos extremos, muito alta ou muito baixa) pode afetar a saúde humana.

A construção de um psicômetro é um experimento sugerido para dar sustentação à aprendizagem. Mais informações estão descritas a seguir.

Para que os alunos compreendam os fenômenos de difusão e efusão, proponha que façam uma pesquisa em grupos de seis sobre as aplicações do cotidiano em que esses fenômenos estejam presentes, como, por exemplo, quando abrimos o frasco de um perfume. O resultado do trabalho pode ser apresentado por um ou dois grupos escolhidos aleatoriamente pelo professor de forma oral durante cinco minutos.

Experimento

Construção de um psicômetro

O objetivo deste experimento é medir a umidade relativa do ar utilizando um psicômetro. Sugira o experimento após as discussões sobre umidade do ar de forma demonstrativa aos seus alunos. Como será feito somente um aparelho, forme um círculo com os alunos na sala de aula e fique no centro para realizar a atividade experimental de forma que todos possam ver. Para observar possíveis mudanças no decorrer da atividade, como, por exemplo, nos valores dos termômetros, chame grupos de cinco alunos por vez para se dirigirem ao centro do círculo para observar. É importante que, à medida que for realizando o experimento, explique aos alunos o que está sendo feito e também discuta as possíveis dúvidas que forem surgindo.

As questões do item **Investigue** podem ser uma ferramenta utilizada como forma de avaliação do entendimento do experimento.

Investigue

1. Em geral, a temperatura do termômetro úmido é menor porque a evaporação da água contida na gaze que envolve o bulbo do termômetro úmido é um processo que ocorre com absorção de calor. A retirada de calor, por causa da evaporação da água, reflete numa menor medida de temperatura do termômetro úmido.
2. A temperatura do termômetro úmido diminui à medida que o ar está mais seco (menor umidade relativa), porque é retirada uma quantidade maior de calor para evaporar a água. Portanto, quanto maior a diferença entre as temperaturas dos termômetros seco e úmido, menor a umidade relativa do ar e vice-versa.
3. Sim. Sempre que chove a umidade relativa do ar é igual a 100%. Isso ocorre porque a pressão de vapor da água em determinado local se igualou à pressão máxima de vapor de água naquela temperatura, ou seja, o ar atmosférico ficou saturado de vapor de água.
4. Resposta pessoal.

Conversa com o professor

Lei de Graham: efusão e difusão gasosas

Estudando o vazamento de gases através de pequenos orifícios, ou seja, o fenômeno da efusão e, portanto, do movimento das partículas de um gás, o químico inglês Thomas Graham (1805-1869) estabeleceu em 1829 uma lei que atualmente é conhecida pelo seu nome, Lei de Graham:

"As velocidades de difusão e efusão de dois gases que estejam nas mesmas condições de pressão e temperatura são inversamente proporcionais às raízes quadradas de suas densidades absolutas".

$$\frac{v_A}{v_B} = \sqrt{\frac{d_B}{d_A}}$$

Da equação de Clapeyron, temos que:

$P \cdot V = n \cdot R \cdot T,$

e sendo: $n = \frac{m}{M} \Rightarrow P \cdot V = \frac{m}{M} \cdot R \cdot T$

De onde vem: $\frac{m}{V} = \frac{P \cdot M}{R \cdot T}$, ou seja, $d = \frac{P \cdot M}{R \cdot T}$

Estando os gases nas mesmas condições de temperatura e pressão, temos:

$$\frac{v_A}{v_B} = \sqrt{\frac{\frac{P \cdot M_B}{R \cdot T}}{\frac{P \cdot M_A}{R \cdot T}}} \text{ de onde vem, } \frac{v_A}{v_B} = \frac{M_B}{M_A}$$

Quanto menor for a massa molar do gás, maior será sua velocidade de difusão e efusão.

A velocidade de difusão e efusão é expressa em unidades de volume de gás que escapa por unidade de tempo; normalmente se utiliza litros por minuto.

$$v = \frac{\text{quantidade de gás que escapa por difusão ou efusão (L)}}{\text{tempo em que ocorre a difusão ou efusão (min)}}$$

Atividade extra

Este experimento demonstrativo sobre difusão dos gases tem como objetivo auxiliar a compreensão do fenômeno.

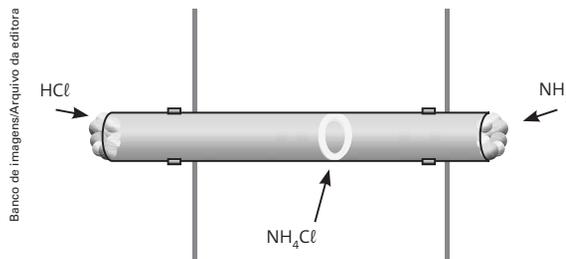
Materiais necessários

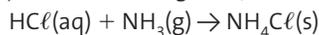
- 1 tubo de vidro com as duas extremidades abertas e que seja transparente, longo e com diâmetro pequeno
- 2 chumaços de algodão
- 2 conta-gotas
- solução de ácido muriático (ácido clorídrico industrial) vendido em lojas de material para construção
- solução de hidróxido de amônio, NH_3(aq) ou NH_4OH(aq), (vendido em farmácias)
- 2 pinças
- 2 pares de luvas de borracha
- 2 máscaras de uso hospitalar

Como fazer

Realize o experimento demonstrativo de preferência no pátio da escola, ao ar livre, de modo que qualquer vapor das substâncias liberado durante a execução do experimento seja rapidamente dispersado no ambiente.

Peça ajuda de um colega (adulto) para realizar o experimento. Ambos devem vestir as luvas de borracha e as máscaras. Esse procedimento é importante para que o aluno perceba que a manipulação de produtos químicos deve sempre obedecer aos procedimentos de segurança (o exemplo ensina mais do que o discurso).

Com a ajuda do conta-gotas, você e seu ajudante devem gotejar as soluções de ácido muriático e de hidróxido de amônio nos chumaços de algodão e, com a ajuda de uma pinça, inserir cada chumaço em uma das extremidades do tubo simultaneamente.

Deixe o tubo em repouso por alguns minutos. O resultado será a formação de um sólido branco, provocada pela reação entre os dois gases (cloreto de hidrogênio e amônia).

$HC\ell(aq) + NH_3(g) \rightarrow NH_4C\ell(s)$

Discuta com seus alunos sobre o que ocorre. Questione o que poderia ser o sólido branco e por que ele não se forma exatamente no centro do tubo. Nesse caso, aproveite para discutir a relação da velocidade dos gases com sua massa molar. Ou seja, quanto maior a massa, menor será a velocidade de difusão do gás. No caso do experimento, a amônia (17 g/mol) possui massa molar menor que o cloreto de hidrogênio (36,5 g/mol) e, consequentemente, sua velocidade de difusão é maior.

Propriedades das substâncias utilizadas

O cloreto de hidrogênio puro, $HC\ell(g)$, é um gás incolor ou levemente amarelado, tóxico e corrosivo. É usado em processamento de alimentos, limpeza e decapagem de metais, redução do ouro, acidificação em poços de petróleo,

desgaste de mármores e limpeza em geral. Em solução aquosa forma um ácido forte conhecido comercialmente como ácido muriático, embora no rótulo do produto deva constar obrigatoriamente (por lei) os dizeres "ácido clorídrico industrial".

O hidróxido de amônio é um líquido incolor de odor forte e penetrante, obtido pela dissolução de até 30% de amônia, NH_3(g), em água. Atualmente prefere-se representar o hidróxido de amônio por NH_3(aq), e não mais por NH_4OH(aq). É muito tóxico e irritante aos olhos. É usado na indústria têxtil, na fabricação de borracha, no rayon, em fertilizantes, na revelação de filmes fotográficos, em produtos farmacêuticos, no tratamento de madeira à prova de incêndio, em tintas, em explosivos, na saponificação de óleos e gorduras, em detergentes, em produtos alimentícios e em raros produtos de limpeza doméstica (a maioria dos fabricantes já substituiu esse composto de sua formulação).

Ao final do experimento os chumaços de algodão podem ser descartados no lixo doméstico e o tubo de vidro pode ser lavado na pia com a ajuda de uma escova apropriada.

Resolução dos exercícios

1 a) Trimix tem 16% de O_2(g), 24% de He(g) e 60% de N_2(g). Portanto, a fração de matéria de cada gás é:
$X_{O_2} = 0,16$; $X_{He} = 0,24$ e $X_{N_2} = 0,60$

b) A pressão parcial de cada gás no cilindro pode ser calculada utilizando-se a relação:
$P_A / P_{total} = X_A$, ou seja, $P_A = X_A \cdot P_{total}$
Considerando $P_{total} = 200$ atm, para componente gasoso da mistura teremos:
$P_{O_2} = X_{O_2} \cdot P_{total} \Rightarrow P_{O_2} = 0,16 \cdot 200$; logo, $P_{O_2} = 32$ atm
$P_{He} = X_{He} \cdot P_{total} \Rightarrow P_{He} = 0,24 \cdot 200$; logo, $P_{He} = 48$ atm
$P_{N_2} = X_{N_2} \cdot P_{total} \Rightarrow P_{N_2} = 0,60 \cdot 200$; logo, $P_{N_2} = 120$ atm

c) O volume parcial de cada gás no cilindro pode ser calculado utilizando-se a relação:
$V_A / V_{total} = X_A$, ou seja, $V_A = X_A \cdot V_{total}$
Considerando $V_{total} = 2400$ L, para componente gasoso da mistura teremos:
$V_{O_2} = X_{O_2} \cdot V_{total} \Rightarrow V_{O_2} = 0,16 \cdot 2400$; logo, $V_{O_2} = 384$ L
$V_{He} = X_{He} \cdot V_{total} \Rightarrow V_{He} = 0,24 \cdot 2400$; logo, $V_{He} = 576$ L
$V_{N_2} = X_{N_2} \cdot V_{total} \Rightarrow V_{N_2} = 0,60 \cdot 2400$; logo, $V_{N_2} = 1440$ L

d) A massa molar aparente da mistura será dada por:
$M_{mistura} = X_{O_2} \cdot M_{O_2} + X_{He} \cdot M_{He} + X_{N_2} \cdot M_{N_2}$
$M_{mistura} = 0,16 \cdot 32 + 0,24 \cdot 4 + 0,60 \cdot 28$
$M_{mistura} = 22,88$ g/mol

2 Alternativa a.
$P_{ar\ inspirado} = P_{ar\ expirado}$
$P_{ar\ inspirado} = 157,9 + 0,2 + 590,2 + 7,0 + 4,7$
$P_{ar\ inspirado} = 760$ mmHg
$P_{ar\ expirado} = 760$ mmHg
$760 = 115,0 + x + 560,1 + 6,6 + 46,6$
$x = 760 - 728,3$
$x = 31,7$ mmHg

3 Alternativa d.
Cálculo da fração em quantidade de matéria de cada gás na mistura:
$n_{CO_2} = 1,5$ mol
Cálculo de n_{CH_4}, CH_4, 16 g/mol:
1 mol —— 16 g $\Rightarrow x = \frac{8 \cdot 1}{16}$
x —— 8 g
$n_{gás\ metano} = 0,5$ mol

Cálculo de n_{CO}, nas CNTP:
1 mol —— 22,4 L $\Rightarrow y = \frac{44,8 \cdot 1}{22,4}$
y —— 44,8 L
$n_{CO} = 2,0$ mol

$$X_{CO_2} = \frac{n_{CO_2}}{n_{CO_2} + n_{CH_4} + n_{CO}}$$

$$X_{CO_2} = \frac{1,5}{1,5 + 0,5 + 2,0} \Rightarrow X_{CO_2} = 0,375$$

% em pressão parcial CO_2 = 37,5%

$$X_{CH_4} = \frac{0,5}{1,5 + 0,5 + 2,0} \Rightarrow X_{CH_4} = 0,125$$

% em pressão parcial CH_4 = 12,5%

$$X_{CO} = \frac{2,0}{1,5 + 0,5 + 2,0} \Rightarrow X_{CO} = 0,5$$

% em pressão parcial CO = 50%

Conclusão: a pressão parcial do monóxido de carbono (50%) é o quádruplo da pressão parcial do metano (12,5%).

4 Alternativa a.
As condições ideais podem ser observadas em Curitiba, na transição do verão para o outono, com vento, e em Campo Grande, em outubro, na primavera.

5 Aternativa b.
Quanto menor for a massa molar de uma substância gasosa, mais rapidamente ela tenderá a se dispersar pelo ambiente e vice-versa. Assim, nesse caso, a pessoa sentirá o cheiro da amônia primeiramente (menor massa molar), seguido do de sulfeto de hidrogênio e dióxido de enxofre (maior massa molar).

6 Alternativa c.
As velocidades de difusão dos gases são inversamente proporcionais às suas massa molares. Portanto, os gases devem ser liberados na ordem: H_2 (2 g/mol), CH_4 (16 g/mol), N_2 (28 g/mol), O_2 (32 g/mol), CO_2 (44 g/mol).

Capítulo 3 – Cálculo estequiométrico

O assunto deste capítulo é a determinação da quantidade de substâncias, reagentes e produtos, participantes de uma reação química.

Os pré-requisitos necessários para a realização dos cálculos estequiométricos como, por exemplo, o balanceamento de reações químicas, as leis ponderais e volumétricas, estudados no Volume 1, são retomados para reforçar o aprendizado do aluno, evidenciando a construção do conhecimento químico.

Neste capítulo também associamos os cálculos químicos com o reagente em excesso, sendo possível realizar cálculos para a determinação da quantidade de substâncias que efetivamente participam de uma reação química. Outra forma de verificar qual quantidade de reagente que de fato participa de uma reação, também discutida neste capítulo, é a determinação da pureza de uma amostra.

Como na prática geralmente é difícil obter algum produto desejado com rendimento 100%, são apresentadas e discutidas situações referentes ao rendimento de uma reação.

Objetivos

- Calcular quantidade dos participantes de uma reação química expressando em mol, massa, volume e número de átomos, íons, moléculas, e outros.
- Relacionar os coeficientes da reação à quantidade de matéria.
- Compreender e realizar o balanceamento de reações para determinação das quantidades das substâncias.
- Utilizar as leis ponderais e volumétricas para a realização dos cálculos.
- Determinar o reagente limitante e o reagente em excesso de uma reação química.
- Calcular a quantidade da substância (reagente em excesso) que efetivamente participa de uma reação.
- Compreender e calcular a quantidade de produto de uma reação pelo reagente limitante ou da substância que efetivamente reagiu referente ao reagente em excesso.
- Estabelecer relação entre a estequiometria e o rendimento das transformações químicas e prever, em função dessa relação, quantidades envolvidas nas transformações químicas.
- Estabelecer relações entre a estequiometria e a pureza de um reagente para calcular quantidades envolvidas nas transformações químicas.
- Determinar o grau de pureza de um reagente pela quantidade que efetivamente participa de uma reação.

Conteúdos específicos indispensáveis para a sequência dos estudos

- Balanceamento das reações químicas.
- Cálculos para a determinação das quantidades de reagentes e produtos que participam de uma reação.
- Reagente em excesso × reagente limitante.
- Rendimento de uma reação.
- Pureza dos reagentes.

Comentários e sugestões

Os alunos geralmente apresentam dificuldade nesse assunto, tanto para interpretar os textos dos enunciados e entender o que está sendo perguntado como para estabelecer a relação de proporção e executar os cálculos. Uma ideia para amenizar essa dificuldade é associar algumas situações do cotidiano para tornar mais fácil a compreensão do aluno.

Uma sugestão para iniciar a aula é escrever na lousa a receita de bolo que está descrita na página 46. Proponha algumas perguntas e discuta com os alunos:

- Dobrando a quantidade de farinha, o que é preciso fazer com a quantidade dos outros ingredientes?
- Para produzir oito bolos, qual a quantidade de ingredientes que se deve utilizar?
- Existe alguma relação de proporção quando se modifica alguma quantidade dos ingredientes?
- Quantos ovos são usados por mês para fazer os bolos de uma padaria que vende doze bolos por dia?

Com base nas respostas dos alunos sobre a quantidade de ingredientes necessários em cada situação proposta, correlacione os cálculos estequiométricos. O intuito é que o aluno perceba que esses cálculos químicos não são diferentes dos cálculos que muitas vezes usamos em nosso dia a dia.

Assuntos importantes para serem revisados em sala com os alunos: leis ponderais, balanceamento de reações, volume molar, quantidade de matéria e constante de Avogadro.

É importante comentar que os cálculos estequiométricos também são utilizados rotineiramente na indústria e nos laboratórios de química.

"A palavra estequiometria deriva do grego stoicheon, que significa 'a medida dos elementos químicos', ou seja, as quantidades envolvidas de cada substância em uma reação química [...]."

Disponível em: <www.cdcc.sc.usp.br/quimica/experimentos/estequi.html>. Acesso em: 18. mar. 2016.

Proponha a resolução dos exercícios em classe; em alguns momentos, essas resoluções podem ser feitas em grupos de três componentes; em outros, faça a resolução na lousa priorizando a participação oral dos alunos com mais dificuldades.

Os conteúdos deste tópico não são de fácil compreensão para os alunos. É necessário certo tempo de discussão para o entendimento desses assuntos.

Uma sugestão para explicar o que significa um reagente em excesso é iniciar a aula expondo na lousa a seguinte situação, que deverá desencadear uma discussão com seus alunos:

Uma floricultura recebeu uma encomenda de buquês de flores formados por cinco margaridas e uma rosa vermelha. Se nessa floricultura há 440 margaridas e 92 rosas vermelhas, quantos buquês poderão ser formados?

Deixe que os alunos proponham a solução dessa questão.

Realizando o cálculo para verificar quantas rosas vermelhas são necessárias para formar os buquês:

5 margaridas ———————— 1 rosa vermelha
440 margaridas ———————— x

$x = \frac{440 \cdot 1}{5} \Rightarrow x = 88$ rosas vermelhas

Assim, para 440 margaridas serão usadas 88 rosas vermelhas. Logo, a floricultura teria quatro rosas vermelhas "em excesso", que não poderiam ser utilizadas.

Então, se:
5 margaridas + 1 rosa vermelha → 1 buquê

Portanto:
440 margaridas + 88 rosas vermelhas → 88 buquês

É interessante colocar na lousa possíveis respostas dos alunos. No caso dessa situação, verifica-se que todas as margaridas são consumidas; portanto, representam o reagente limitante e o reagente em excesso são as rosas vermelhas. Discuta essa analogia com os alunos e apresente a eles os cálculos de reagente em excesso e reagente limitante de uma reação química. Vale ressaltar aos alunos que geralmente nos exercícios propostos são fornecidas as quantidades de dois reagentes para que sejam feitas comparações relacionadas aos coeficientes da equação química balanceada. Isso nos permite concluir qual reagente é limitante e qual está em excesso.

Discuta com seus alunos os possíveis fatores que podem interferir no rendimento de uma reação, tais como: a precisão da aparelhagem utilizada para medir a quantidade de reagentes, a técnica do operador que fez a medida, a presença de impurezas, entre outros.

Geralmente os alunos associam o termo "pureza" a substâncias que não são prejudiciais, livres de micro-organismos. É importante abordar e discutir com eles que o termo "pureza" corresponde a uma substância presente numa amostra que efetivamente participa de alguma reação de interesse naquele momento. E o termo "impureza" corresponde a substâncias que não participam da reação de interesse naquela situação em questão.

Numa primeira etapa deixe que os alunos tentem resolver os exercícios deste capítulo em grupos, sob sua supervisão. Avalie neste momento o comportamento do aluno em relação à concentração na tarefa proposta e em relação aos colegas. Mais tarde, comente com a classe que atualmente uma das qualidades mais requisitadas no mercado de trabalho é saber trabalhar em equipe, ser capaz de desenvolver em conjunto e a contento uma determinada tarefa.

Posteriormente, é recomendável resolver alguns exercícios na lousa, solicitando a ajuda dos alunos. É um bom momento para verificar as possíveis dificuldades e dúvidas da maioria, dando ênfase nos pontos em que essas dificuldades foram observadas.

Trabalho em equipe

O assunto alcoolismo, por causa de sua relevância, já foi abordado no Volume 1 e será retomado de forma mais aprofundada no Volume 3.

O texto a seguir pode ajudar o professor a orientar seus alunos neste trabalho:

Para que uma substância seja caracterizada como droga, ela deve provocar alguma mudança fisiológica ou comportamental em um ser vivo (no ser humano, por exemplo).

É por isso que os remédios são considerados drogas, porque provocam mudanças fisiológicas no organismo.

Quando essa mudança se reflete nos sentimentos, nas atitudes e nos pensamentos do indivíduo, dizemos que se trata de uma droga psicotrópica (do grego *psico*, psiquismo, e *trópos*, transformação).

Para ser classificada como droga psicotrópica a substância precisa apresentar três propriedades:

- Desenvolver tolerância: tolerância é a necessidade de usar doses cada vez maiores da droga para obter o mesmo efeito que inicialmente era sentido com doses bem menores.
- Levar à dependência: dependência é a necessidade obsessiva de ingerir uma nova dose da droga com frequência cada vez maior para obter bem-estar.
- Provocar síndrome de abstinência: síndrome de abstinência é o desenvolvimento de sintomas físicos e psíquicos bastante desagradáveis que surgem sempre que o indivíduo deixa de ingerir a droga por um determinado período.

O álcool etílico desenvolve tolerância, leva à dependência e causa síndrome de abstinência, portanto é, sem dúvida, uma droga psicotrópica, apesar de ter o seu consumo permitido por lei e incentivado pela sociedade.

A ingestão de álcool provoca vários efeitos, que podem ser divididos em psíquicos e fisiológicos.

Os **efeitos psíquicos** surgem em duas etapas distintas: uma estimulante e outra depressora.

Nos primeiros momentos após a ingestão da bebida, podem aparecer os efeitos estimulantes, como euforia, desinibição e facilidade para falar. Pouco tempo depois, começam a aparecer os efeitos depressores (o álcool é uma droga depressora da parte central do sistema nervoso), como falta de coordenação motora, descontrole e sono. Se o consumo for exagerado, o efeito depressor fica exacerbado, podendo levar ao coma.

Os **efeitos fisiológicos** estão relacionados ao metabolismo do álcool e, portanto, à dose ingerida. Ao entrar no organismo humano, o álcool é absorvido pelo trato gastrointestinal, vai para a circulação sanguínea e segue para o fígado para ser metabolizado.

No fígado, o álcool etílico é transformado em etanal ou acetaldeído (uma substância bem mais tóxica do que o próprio álcool etílico), depois em ácido acético e, por fim, em água e gás carbônico.

Quando a quantidade de álcool ingerida é maior do que aquela que o organismo é capaz de metabolizar em determinado intervalo de tempo, ocorre a ressaca, que pode estar relacionada a uma das seguintes causas (ou as três, ao mesmo tempo):

- **Intoxicação pelo etanal**: dependendo da dose de álcool ingerida, o etanal pode permanecer no organismo por várias horas depois de cessado o consumo. O etanal (acetaldeído) é carcinogênico e, a longo prazo, provoca lesão no fígado.
- **Hipoglicemia** (queda brusca da glicose no sangue): o metabolismo do álcool utiliza algumas enzimas que também participam da produção de glicose (praticamente a única fonte de energia utilizada pelo cérebro), principalmente em períodos de jejum. Como essas enzimas estão sendo utilizadas no metabolismo do álcool, ocorre a queda no nível de glicose para o cérebro e outras regiões do organismo, provocando sintomas de fraqueza e mal-estar.
- **Desidratação:** Uma das ações do etanol no cérebro é inativar o hormônio antidiurético (ADH, Antidiuretic Hormone). Esse hormônio é o responsável pela reabsorção de toda água filtrada pelo rim. O ADH é um dos mecanismos de controle da quantidade de água corporal. Ao ser inibido, toda água que passa pelo rim é eliminada na urina. Esse efeito diurético leva à desidratação, que causa os sintomas de boca seca, sede, dor de cabeça, irritação e câibras. Não existe remédio que cure ressaca, nem que acelere o metabolismo do etanol. Os médicos indicam hidratação, glicose e repouso.

Os efeitos do álcool também variam de pessoa para pessoa, em função de vários fatores, como o costume de ingerir a bebida, a estrutura física e a origem (ocidental ou oriental). Pessoas acostumadas a beber, de estrutura física robusta ou de origem ocidental sentem menos os efeitos do álcool e, exatamente por isso, têm maior probabilidade de ser tornarem alcoólicos, vítimas do alcoolismo.

E o que é ser alcoólico? O que é alcoolismo? A definição mais clara e simples para essa questão é a do professor de psiquiatria Donald W. Goodwin, da Universidade do Kansas: "Alcoólico é a pessoa que bebe, tem problemas crescentes pelo fato de beber, quer parar de beber, mas continua bebendo".

O alcoolismo é uma doença muito grave que não afeta apenas o doente, já que os comportamentos do alcoólico atingem todos os que convivem com ele. O doente desenvolve mecanismos de defesa para encobrir, de si mesmo e dos outros, sua doença. Esses mecanismos são, na maioria das vezes, mentiras que o alcoólico diz para não ter de lidar com seus problemas e também para evitar o preconceito existente contra os alcoólicos. As pessoas que não estão familiarizadas com esses mecanismos de defesa tendem a não identificá-los e a acreditar no que o alcoólico está dizendo, o que só colabora com a doença, facilitando seu desenvolvimento.

Existem grupos de apoio a alcoólicos e profissionais especializados em alcoolismo que podem ser muito úteis no processo de recuperação. Devemos sempre ter em mente que o alcoólico é uma pessoa doente e que precisa de ajuda.

Além de estar associado à desagregação familiar, às perdas materiais e ao desequilíbrio emocional, o álcool é responsável por 60% dos acidentes de trânsito no Brasil e aparece em 70% dos laudos das mortes violentas. O consumo excessivo do álcool gera altos custos para a sociedade e deve ser encarado como um sério problema de saúde pública. Estima-se que um em cada três leitos hospitalares no Brasil é ocupado em decorrência direta ou indireta do consumo abusivo de álcool.

Conversa com o professor

Uso de calculadoras

Pergunte ao professor de Matemática se o uso de calculadoras nas aulas de Química poderia prejudicar de alguma forma o trabalho que ele vem desenvolvendo. Muitos alunos não gostam (ou apresentam dificuldades) de fazer contas. O raciocínio matemático é muito importante para a vida do aluno e, se num primeiro momento, permitirmos que ele use a calculadora como um instrumento facilitador, ele irá fixar seus objetivos apenas em aprender esse raciocínio (que é o que queremos). Ganhando confiança, posteriormente a calculadora poderá ser retirada, caso o intuito seja fazê-lo treinar as operações matemáticas.

O que não podemos deixar acontecer é que essas operações matemáticas se tornem logo de início um obstáculo para que o aluno se disponha a aprender o raciocínio necessário para resolver os problemas que estamos propondo.

Além do que, devemos lembrar que a habilidade de fazer contas sem a ajuda de instrumentos praticamente não é utilizada no mercado de trabalho. Ao contrário, se nosso aluno for trabalhar em qualquer função que exija cálculos e fechamentos de conta, ele terá de mostrar a habilidade de manejar uma calculadora.

Atividade extra

Caso haja tempo e interesse, proponha o experimento descrito em "Um experimento envolvendo estequiometria", por Flávio Cazzaro. *Química Nova na Escola*, n. 10, nov. 1999. Disponível em: <http://qnesc.sbq.org.br/online/qnesc10/exper3.pdf>. Acesso em: 18 fev. 2016.

Para fazer o experimento, monte grupos de alunos de no máximo quatro componentes.

Materiais necessários

- 1 comprimido efervescente que contenha bicarbonato de sódio, $NaHCO_3$, mas não contenha carbonato de sódio, Na_2CO_3 (por grupo)
- 1 copinho de café descartável (por grupo)
- 1 balança semianalítica (para todos os grupos)
- água

Como fazer

Coloque água no copinho até um pouco mais da metade da sua capacidade.

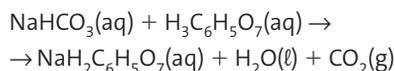
Pese o conjunto copinho, água e comprimido (ainda dentro do envelope) e anote essa massa, que será posteriormente chamada de massa inicial (m_i).

Transfira o comprimido para o copinho de café e certifique-se de que não restou nem mesmo uma pequena parte no envelope; em seguida, rapidamente cubra o copinho com o próprio envelope (isso evita perda de material por espirro).

Aguarde o final da efervescência e pese novamente o conjunto, incluindo o envelope vazio, e anote essa massa. Esta será posteriormente chamada de massa final (m_f).

Conceitos fundamentais

A efervescência é causada pelo dióxido de carbono, $CO_2(g)$, produzido na reação do bicarbonato de sódio, $NaHCO_3(s)$, com algum ácido contido no comprimido, geralmente o ácido cítrico $H_3C_6H_5O_7(s)$ [quando em meio aquoso]. Nesse caso, há formação do di-hidrogenocitrato de sódio, $NaH_2C_6H_5O_7$, como mostra a equação balanceada abaixo:

$$NaHCO_3(aq) + H_3C_6H_5O_7(aq) \rightarrow$$
$$\rightarrow NaH_2C_6H_5O_7(aq) + H_2O(\ell) + CO_2(g)$$

Essa reação só ocorre quando os reagentes estão dissolvidos em água. É por isso que esses comprimidos podem ser guardados por muito tempo em embalagens bem fechadas. A massa de dióxido de carbono produzido será calculada subtraindo-se a massa final, m_f, da massa inicial, m_i:

$$M_{CO_2} = m_i - m_f$$

O cálculo da massa de bicarbonato de sódio contida em cada comprimido, m_{NaHCO_3}, que é o objetivo deste experimento, será efetuado aplicando-se uma regra de três entre as quantidades estequiométricas da reação do bicarbonato de sódio com o ácido cítrico e os dados experimentais.

Atividade extra

A partir de um noticiário da rede eletrônica sobre o uso dos medicamentos para o tratamento da malária em países africanos, é possível realizar uma abordagem de forma contextualizada sobre o assunto deste capítulo que se refere à pureza dos reagentes e rendimento da reação.

Estudo revela ineficácia em remédio vendido na África

"Quase metade dos remédios contra a malária vendidos em três países da África tem baixa qualidade, segundo um relatório divulgado ontem nos Estados Unidos. Entre 16% e 40% dos remédios feitos à base de artemisinina vendidos no Senegal, Madagáscar e Uganda não passaram nos testes de qualidade, pois continham impurezas ou não apresentavam quantidades suficientes do sal ativo, de acordo com os resultados da pesquisa em parceria com a Organização Mundial da Saúde (OMS). [...]

Nos três países, as marcas de medicamentos contra a malária coletados em várias regiões e setores tenderam a não passar nos testes ou a apresentar resultados ruins, o que pode ajudar os governos em seu trabalho de retirar de circulação os medicamentos de má qualidade. [...]"

Agência Estado. Disponível em: <www.abril.com.br/noticias/ciencia-saude/estudo-revela-ineficacia-remedio-vendido-africa-900574.shtml>. Acesso em: 18 mar. 2016.

Divida os alunos em grupos. Proponha que os grupos pesquisem e escrevam numa folha possíveis respostas para as seguintes questões:

a) Existe relação entre "quantidade suficiente do sal ativo" com rendimento de uma reação? Caso a resposta seja positiva, mencione pelo menos uma relação.
Sugestão de resposta: Sim. O medicamento atua no organismo humano desencadeando determinadas reações bioquímicas com o objetivo de combater a doença. A substância que atua efetivamente dessa forma é o princípio ativo (no caso, um sal). Se a quantidade de princípio ativo no medicamento for menor que a indicada pelo médico para o paciente, o rendimento da reação bioquímica que combate a doença será menor e o resultado, insatisfatório.

b) Quais são os critérios da Anvisa para avaliar os medicamentos novos no Brasil?
Uma resposta detalhada para essa questão pode ser encontrada em: <www.anvisa.gov.br/medicamentos/registro/registro_novos.htm>. Acesso em: 18 mar. 2016.
Se os seus alunos tiverem acesso à internet, peça que visitem esse *site* e façam um resumo do que entenderam. Caso contrário, imprima aproximadamente seis cópias do texto para que os alunos o leiam e o analisem em grupos, anotando o que não entenderam e o que julgaram mais importante.

Posteriormente um possível debate entre os alunos e o professor pode ocorrer para discutir as respostas das questões propostas.

Resolução dos exercícios

1 Equação da reação:

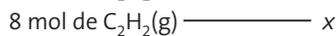
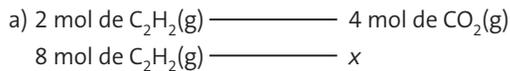
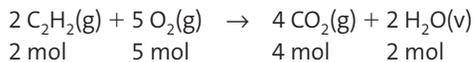
$2\,C_2H_2(g) + 5\,O_2(g) \rightarrow 4\,CO_2(g) + 2\,H_2O(v)$

2 mol 5 mol 4 mol 2 mol

a) 2 mol de $C_2H_2(g)$ —— 4 mol de $CO_2(g)$

8 mol de $C_2H_2(g)$ —— x

$$x = \frac{8 \cdot 4}{2} \Rightarrow x = 16 \text{ mol de } CO_2(g)$$

b) 5 mol de $O_2(g)$ —— 2 mol de $H_2O(v)$

y —— 17,5 mol de $H_2O(v)$

$$y = \frac{17{,}5 \cdot 5}{2} \Rightarrow y = 43{,}75 \text{ mol de } O_2(g)$$

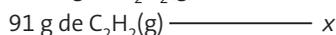
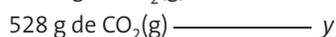
2 Equação da reação:

$2\,C_2H_2(g) + 5\,O_2(g) \rightarrow 4\,CO_2(g) + 2\,H_2O(v)$

a) $2 \cdot 26$ g de $C_2H_2(g)$ —— $4 \cdot 44$ g de $CO_2(g)$

91 g de $C_2H_2(g)$ —— x

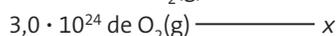
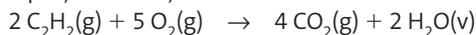
$$x = \frac{91 \cdot 4 \cdot 44}{2 \cdot 26} \Rightarrow x = 308 \text{ g de } CO_2(g)$$

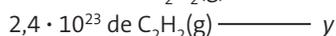
b) $4 \cdot 44$ g de $CO_2(g)$ —— $2 \cdot 18$ g de $H_2O(v)$

528 g de $CO_2(g)$ —— y

$$y = \frac{528 \cdot 2 \cdot 18}{4 \cdot 44} \Rightarrow y = 108 \text{ g de } H_2O(v)$$

3 Equação da reação:

$2\,C_2H_2(g) + 5\,O_2(g) \rightarrow 4\,CO_2(g) + 2\,H_2O(v)$

a) $5 \cdot 6 \cdot 10^{23}$ de $O_2(g)$ —— $2 \cdot 6 \cdot 10^{23}$ de $H_2O(v)$

$3{,}0 \cdot 10^{24}$ de $O_2(g)$ —— x

$$x = \frac{3{,}0 \cdot 10^{24} \cdot 2 \cdot 6 \cdot 10^{23}}{5 \cdot 6 \cdot 10^{23}} \Rightarrow x = 1{,}2 \cdot 10^{24} \text{ moléculas de } H_2O(v)$$

b) $2 \cdot 6 \cdot 10^{23}$ de $C_2H_2(g)$ —— $4 \cdot 6 \cdot 10^{23}$ de $CO_2(g)$

$2{,}4 \cdot 10^{23}$ de $C_2H_2(g)$ —— y

$$y = \frac{2{,}4 \cdot 10^{23} \cdot 4 \cdot 6 \cdot 10^{23}}{2 \cdot 6 \cdot 10^{23}} \Rightarrow y = 4{,}8 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de } CO_2(g)$$

4 Equação da reação:

$2\,C_2H_2(g) + 5\,O_2(g) \rightarrow 4\,CO_2(g) + 2\,H_2O(v)$

2 V 5 V 4 V 2 V

a) $2 \cdot 24{,}46$ L de $C_2H_2(g)$ —— $4 \cdot 24{,}46$ L de $CO_2(g)$

x —— 673,8 L de $CO_2(g)$

$$x = \frac{673{,}8 \cdot 2 \cdot 24{,}46}{4 \cdot 24{,}46} \Rightarrow x = 336{,}9 \text{ L de } C_2H_2(g)$$

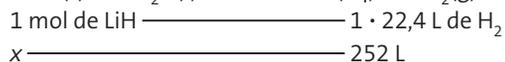
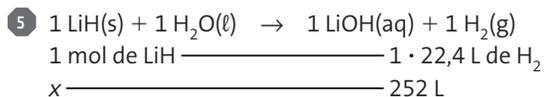
b) 2 m^3 de $C_2H_2(g)$ —— 5 m^3 de $O_2(g)$

y —— 25 m^3 de $O_2(g)$

$$y = \frac{25 \cdot 2}{5} \Rightarrow y = 10 \text{ m}^3 \text{ de } C_2H_2(g)$$

5 $1\,LiH(s) + 1\,H_2O(\ell) \rightarrow 1\,LiOH(aq) + 1\,H_2(g)$

1 mol de LiH —— $1 \cdot 22{,}4$ L de H_2

x —— 252 L

$$x = \frac{252 \cdot 1}{22{,}4} \Rightarrow x = 11{,}25 \text{ mol de LiH(s)}$$

6 $4\,KO_2(s) + 2\,CO_2(g) \rightarrow 2\,K_2CO_3(s) + 3\,O_2(g)$

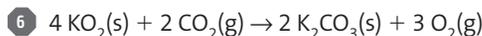
a) 4 mol de KO_2 —— 2 mol de CO_2

284 g de KO_2 —— 2 mol de CO_2

x —— 0,10 mol de CO_2

$$x = \frac{0{,}10 \cdot 284}{2} \Rightarrow x = 14{,}2 \text{ g de } KO_2$$

b) 4 mol de KO_2 —— $3 \cdot 22{,}4$ L de O_2

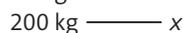
0,4 mol de KO_2 —— y

$$y = \frac{0{,}4 \cdot 3 \cdot 22{,}4}{4} \Rightarrow y = 6{,}72 \text{ L de } O_2$$

7 Alternativa a.

$CaCO_3(s) \rightarrow CaO(s) + CO_2(g)$

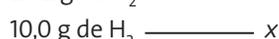
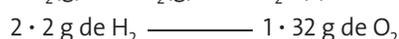
1 mol —— 1 mol

100 g —— 6 g

200 kg —— x

$$x = \frac{200 \cdot 56}{100} \Rightarrow x = 112 \text{ kg de CaO(s)}$$

8 $2\,H_2(g) + 1\,O_2(g) \rightarrow 2\,H_2O(v)$

$2 \cdot 2$ g de H_2 —— $1 \cdot 32$ g de O_2

10,0 g de H_2 —— x

$$x = \frac{10{,}0 \cdot 1 \cdot 32}{2 \cdot 2} \quad x = 80{,}0 \text{ g de } O_2(g)$$

Como estão disponíveis apenas 46,0 g de oxigênio, concluímos que o hidrogênio está em excesso. Cálculo da massa de hidrogênio que irá reagir:

$2 \cdot 2$ g de H_2 —— $1 \cdot 32$ g de O_2

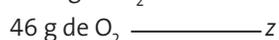
y —— 46,0 g de O_2

$$y = \frac{46{,}0 \cdot 2 \cdot 2}{1 \cdot 32} \Rightarrow y = 5{,}75 \text{ g de hidrogênio}$$

Massa de hidrogênio em excesso:

$10{,}0 - 5{,}75 = 4{,}25$ g de hidrogênio em excesso.

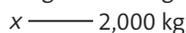
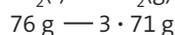
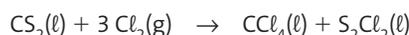
$1 \cdot 32$ g de O_2 —— $2 \cdot 18$ g de H_2O

46 g de O_2 —— z

$$z = \frac{46 \cdot 2 \cdot 18}{1 \cdot 32} \Rightarrow z = 51{,}75 \text{ g de água (no máximo)}$$

9 Alternativa a.

10 Alternativa a.

$CS_2(\ell) + 3\,C\ell_2(g) \rightarrow CC\ell_4(\ell) + S_2C\ell_2(\ell)$

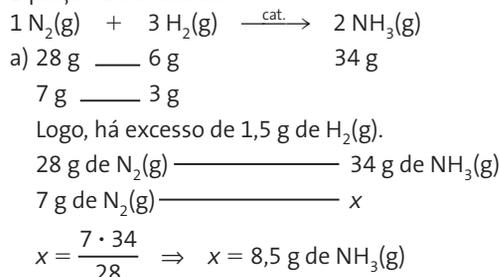
76 g —— $3 \cdot 71$ g

x —— 2,000 kg

$$x = \frac{2{,}000 \cdot 76}{3 \cdot 71} \Rightarrow x = 0{,}7136 \text{ kg de } CS_2(\ell)$$

Excesso de $CS_2(\ell) = 1,000 \text{ kg} - 0,7136 \text{ kg}$
Excesso de $CS_2(\ell) = 0,286 \text{ kg}$
$3 \cdot 71$ g de $C\ell_2(g)$ —— 154 g de $CC\ell_4(\ell)$
2,000 kg de $C\ell_2(g)$ —— y

$$y = \frac{2,000 \cdot 154}{3 \cdot 71} \Rightarrow y = 1,446 \text{ kg de } CC\ell_4(\ell)$$

11 Equação balanceada:
$1\ N_2(g) + 3\ H_2(g) \xrightarrow{cat.} 2\ NH_3(g)$
a) 28 g —— 6 g —— 34 g
7 g —— 3 g
Logo, há excesso de 1,5 g de $H_2(g)$.
28 g de $N_2(g)$ —— 34 g de $NH_3(g)$
7 g de $N_2(g)$ —— x

$$x = \frac{7 \cdot 34}{28} \Rightarrow x = 8,5 \text{ g de } NH_3(g)$$

b) O reagente em excesso, na quantidade de 1,5 g, é o $H_2(g)$.

12 Alternativa c.
Equação balanceada:
$2\ SO_2 + 1\ O_2 \rightarrow 2\ SO_3$
Para não haver excesso: 2 L SO_2 reagem com 1 L de O_2.
Como os volumes são iguais: temos 2 L de SO_2 e 2 L de O_2.
Portanto, irá sobrar 1 L de O_2, ou seja, sempre sobra a metade de O_2 ou 50% de O_2.

13 Alternativa a.
$1\ Fe_2O_3(s) + 3\ C(s) \rightarrow 2\ Fe(s) + 3\ CO(g)$
$1 \cdot 160$ g de Fe_2O_3 —— $2 \cdot 56$ g de Fe
$4,8 \cdot 10^6$ g de Fe_2O_3 —— x

$$x = \frac{4,8 \cdot 10^6 \cdot 2 \cdot 56}{1 \cdot 160} \Rightarrow x = 3,36 \cdot 10^6 \text{ g de Fe}$$

$3,36 \cdot 10^6$ g de Fe —— 100% de rendimento
y —— 80% de rendimento

$$y = \frac{80 \cdot 3,36 \cdot 10^6}{100} \Rightarrow y = 2,688 \cdot 10^6 \text{ g de Fe}$$

$y = 2688$ kg de Fe ou 2,688 t de Fe

14 Alternativa d.
$C(s) + O_2(g) \rightarrow CO_2(g)$
1 mol —— 1 mol
12 g —— 44 g
3000 g —— x

$$x = \frac{3000 \cdot 44}{12} \Rightarrow x = 11000 \text{ g ou 11 kg de } CO_2(g)$$

100% de rendimento —— 11 kg de $CO_2(g)$
90% de rendimento —— y

$$y = \frac{90 \cdot 11}{100} \Rightarrow y = 9,9 \text{ kg de } CO_2(g)$$

15 Alternativa e.
$Cr_2O_3(s) + 2\ A\ell(s) \rightarrow 2\ Cr(s) + A\ell_2O_3(s)$
1 mol —— 2 mol
152 g —— 104 g
15,2 g —— x

$$x = \frac{15,2 \cdot 104}{152} \Rightarrow x = 10,4 \text{ g de Cr(s)}$$

10,4 g Cr(s) —— 100%
x g Cr(s) —— 75%

$x = 7,8$ g de Cr(s)

16 Alternativa d.
$3\ V_2O_5(s) + 10\ A\ell(s) \rightarrow 6\ V(s) + A\ell_2O_3(s)$
10 mol —— 6 mol
6 mol de V(s) —— 100%
x —— 80%

$$x = \frac{80 \cdot 6}{100} \Rightarrow x = 4,8 \text{ mol de V(s)}$$

$A\ell(s) = 27$ g/mol e $V(s) = 51$ g/mol
10 mol de $A\ell(s) = 270$ g e 4,8 mol de $V(s) = 244,8$ g
270 g de $A\ell(s)$ —— 244,8 g de V(s)
y —— 122,16 g

$$y = \frac{122,16 \cdot 270}{244,8} \Rightarrow y \simeq 135 \text{ g de } A\ell(s)$$

17 Alternativa c.
$CO_2(g) + 2\ NH_3(g) \rightarrow 1\ CO(NH_2)_2(s) + H_2O(g)$
$2 \cdot 17$ g —— $1 \cdot 60$ g
$340 \cdot 10^6$ g —— x

$$x = \frac{340 \cdot 10^6 \cdot 1 \cdot 60}{2 \cdot 17} \Rightarrow x = 600 \cdot 10^6 \text{ g de ureia}$$

$x = 600$ toneladas de ureia
100% —— 600 t de ureia
y —— 540 t de ureia

$$y = \frac{540 \cdot 100}{500} \Rightarrow y = 90\% \text{ de rendimento}$$

18 Alternativa c.
$2\ A\ell(s) + 3\ H_2SO_4(aq) \rightarrow 1\ A\ell_2(SO_4)_3(s) + 3\ H_2(g)$
2 mol —— 3 mol
$2 \cdot 27$ g —— $3 \cdot 22,4$ L
5,4 g —— x

$$x = \frac{5,4 \cdot 3 \cdot 22,4}{2 \cdot 27} \Rightarrow x = 6,72 \text{ L de } H_2(g)$$

6,72 L —— 100% de rendimento
5,71 L —— y

$$y = \frac{5,71 \cdot 100}{6,72} \Rightarrow y \simeq 85\% \text{ de rendimento}$$

19 Alternativa b.
1 mol de $C_7H_6O_3$ —— 1 mol de $C_9H_8O_4$
138 g —— 180 g
$1,38 \cdot 10^6$ g —— x

$$x = \frac{1,38 \cdot 10^6 \cdot 180}{138} \Rightarrow x = 1,8 \cdot 10^6 \text{ g de } C_9H_8O_4$$

$x = 1,80$ t de $C_9H_8O_4$

100% de rendimento ———— 1,80 t
80% ———— y

$$y = \frac{80 \cdot 1{,}80}{100} \Rightarrow y = 1{,}44 \text{ t de } C_9H_8O_4$$

20 Alternativa b.

$NH_4NO_3(s) \rightarrow N_2O(g) + 2\,H_2O(\ell)$

$1 \cdot 80$ g de NH_4NO_3 ———— $1 \cdot 44$ g de N_2O
x ———— 2 g de N_2O

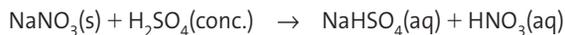
$$x = \frac{2 \cdot 1 \cdot 80}{1 \cdot 44} \Rightarrow x = 3{,}64 \text{ g de } NH_4NO_3(s)$$

4 g de NH_4NO_3 ———— 100% de pureza
3,64 g de NH_4NO_3 ———— y

$$y = \frac{3{,}64 \cdot 100}{4} \Rightarrow y = 91\%$$

A pureza do $NH_4NO_3(s)$ é da ordem de 90%.

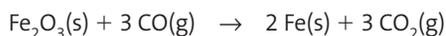
21 Alternativa e.

$NaNO_3(s) + H_2SO_4(conc.) \rightarrow NaHSO_4(aq) + HNO_3(aq)$

$$P\% = \frac{q_{pura}}{q_{impura}} \Rightarrow \frac{75}{100} = \frac{q_{pura}}{340}$$

$$q_{pura} = \frac{75 \cdot 340}{100} \Rightarrow q_{pura} = 255 \text{ g de } NaNO_3(s)$$

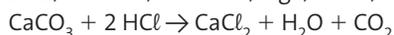
85 g de $NaNO_3$ ———— 98 g de H_2SO_4(conc.)
255 g de $NaNO_3$ ———— x

$$x = \frac{255 \cdot 98}{85} \Rightarrow x = 294 \text{ g de } H_2SO_4(conc.)$$

22 $Fe_2O_3(s) + 3\,CO(g) \rightarrow 2\,Fe(s) + 3\,CO_2(g)$
160 g $\quad 2 \cdot 56 = 112$ g
1 000 000 g ———— 100%
x ———— 10%
$x = 100\,000$ g; portanto, tem-se de $Fe_2O_3 = 900\,000$ g.

$Fe_2O_3(s) + 3\,CO(g) \rightarrow 2\,Fe(s) + 3\,CO_2(g)$
160 g ———— $2 \cdot 56 = 112$ g
900 000 g ———— y
$y = 630\,000$ g Fe, como tem-se 7% de impureza:

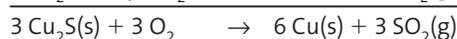
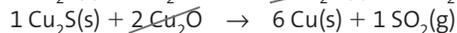
630 000 g ———— 100%
w ———— 7%
$w = 44\,100$ g
$630\,000 - 44\,100 = 585\,900 \text{ g} \simeq 0{,}6$ t de ferro-gusa.

23 Alternativa d.

Utilizando a equação $P \cdot V = n \cdot R \cdot T$, temos que:
$1 \cdot 1{,}5 = n \cdot 0{,}082 \cdot 300$, logo, $n = 0{,}06$
$CaCO_3 + 2\,HC\ell \rightarrow CaC\ell_2 + H_2O + CO_2$

100 g ———— 1
x ———— 0,06

Portanto, $x = 6$ g
Considerando que a amostra de mármore tem 10 g (100%), pelos cálculos acima, podemos concluir que a pureza da amostra é 60%.

24 Alternativa c.

$2\,Cu_2S(s) + 3\,O_2 \rightarrow \cancel{2\,Cu_2O(s)} + 2\,SO_2(g)$
$1\,Cu_2S(s) + \cancel{2\,Cu_2O} \rightarrow 6\,Cu(s) + 1\,SO_2(g)$
$3\,Cu_2S(s) + 3\,O_2 \rightarrow 6\,Cu(s) + 3\,SO_2(g)$

$Cu_2S = 159{,}2$ g/mol
$Cu = 63{,}55$ g/mol
$3 \cdot 159{,}2$ g de Cu_2S ———— $6 \cdot 63{,}55$ g de Cu
47,7 g de Cu_2S ———— x
$x = 38{,}1$ g de Cu.

Compreendendo o mundo

Deixamos os assuntos Teoria cinética dos gases e Cálculo estequiométrico propositalmente para o Volume 2 porque acreditamos que no primeiro ano o aluno precisa adquirir uma boa base de conceitos químicos, e trabalhar com muita matemática nesse momento pode atrapalhar essa aquisição de conceitos. Já no segundo ano, com essa base solidificada, o aluno passará a trabalhar os cálculos de proporção, que continuarão ao longo de todo o volume para que se habitue com eles e isso deixe de ser um entrave para o aprendizado.

O tema escolhido para ser desenvolvido paralelamente aos conceitos teóricos – meteorologia e as variáveis do clima – é bastante oportuno porque, além de estar diretamente relacionado à teoria, ajuda a esclarecer muitas dúvidas que surgem no cotidiano dos alunos.

Unidade 2 – Poluição da água

O tema central dessa unidade é poluição da água. Trata-se de um assunto urgente, que deve ser discutido e explorado em todos os níveis, se possível, envolvendo toda a escola e a comunidade local. Precisamos adquirir consciência da importância e da finitude desse recurso para poder mudar nossos hábitos, exigir mais atenção das autoridades para o assunto e não deixar que a crise de abastecimento que se anuncia se concretize.

Como justificar para o aluno a importância do que ele irá aprender agora?

Nessa unidade vamos trabalhar com as soluções e suas propriedades e identificar seus componentes, soluto e solvente. E como a água é um solvente universal e nosso planeta é constituído de 70% de soluções aquosas, é nisso que iremos nos focar.

Trabalharemos o conceito de coeficiente de solubilidade e como a temperatura afeta a dissolução de determinado soluto em um solvente e também as diversas maneiras de expressar a concentração de uma solução para que os alunos possam entender melhor dados estatísticos de

jornais sobre poluição ou rótulos de embalagens de alimentos, de cosméticos e de fármacos que utilizam as expressões de concentração para exibir as características de seus produtos.

Falaremos também sobre como as propriedades de um líquido se modificam na presença de um soluto e assim poderemos discutir uma série de fenômenos naturais que intrigam nossos alunos.

Sobre como desenvolvemos o conteúdo

O grande diferencial dessa unidade é que não trabalhamos com as expressões de concentração às quais a maioria de nós está tão habituado. Resolvemos todos os problemas envolvendo cálculo de concentração de soluções por regra de três, dando prosseguimento ao trabalho que iniciamos na Unidade 1.

E por que optamos por fazer assim?

É importante perceber que para nós professores que aprendemos a trabalhar com as expressões de concentração na faculdade e que as utilizamos diariamente, elas realmente parecem um caminho mais fácil e imediato para a solução dos problemas propostos. Nossa prática nos ajuda a encontrar rapidamente a expressão de concentração que devemos aplicar em cada situação e, como sabemos todas de memória, a solução se apresenta prontamente.

Mas e o nosso aluno? Ele não compartilha necessariamente do nosso interesse pela Química, não trabalha com isso diariamente e tem grande dificuldade para 'memorizar' as expressões de concentração e aplicá-las corretamente em cada situação e, portanto, não consegue enxergar o sentido e o objetivo daquilo que fazemos.

Quando trabalhamos com proporções ou regra de três, nos concentramos em aprender o raciocínio que deve ser aplicado na resolução dos problemas. Qual a pergunta do exercício? Quais os dados fornecidos? O que precisamos calcular? Quais as grandezas físicas envolvidas? Estão todas na mesma unidade ou precisamos fazer a conversão?

Esse raciocínio é o mesmo na resolução de qualquer problema e isso traz tranquilidade para o aluno. Ele não precisa se preocupar em decorar uma lista imensa de expressões de concentração, não precisa ter medo de esquecer determinada expressão na hora da prova ou de confundir uma com a outra. Ele só precisa raciocinar. Não é o ideal?

Capítulo 4 – Estudo das soluções

Este capítulo aborda o conceito de solução e identifica os seus componentes, soluto e solvente. Define o coeficiente de solubilidade, mostrando sua variação com a temperatura. Os três tipos de soluções (saturada, insaturada e supersaturada) são caracterizados neste capítulo. Algumas formas de expressar as composições das soluções foram apresentadas e discutidas, tais como: concentração em massa, densidade, título em massa e em volume, concentração em partes por milhão (ppm) e concentração em quantidade de matéria (mol/L).

Também são discutidos alguns procedimentos em que a concentração de uma solução pode ser alterada e, além disto, são abordados casos de determinação de quantidades e de concentrações dos reagentes e produtos que participam de uma reação, por meio das misturas de soluções que reagem entre si e o uso da técnica da titulação.

Objetivos

- Conceituar solução, soluto e solvente.
- Definir coeficiente de solubilidade.
- Relacionar coeficiente de solubilidade à temperatura.
- Analisar e interpretar dados experimentais de valores dos coeficientes de solubilidade correlacionados à temperatura.
- Identificar os três tipos de soluções por meio de gráficos que estão relacionados com o coeficiente de solubilidade e a temperatura.
- Compreender o conceito de concentração.
- Expressar a concentração de uma solução em título em massa e volume, concentração em massa e em partes por milhão (ppm) e densidade.
- Realizar a conversão de unidades referentes às concentrações.
- Analisar e relacionar soluções por meio de suas implicações com relação a alterações de concentração.
- Interpretar dados e calcular situações que envolvam o conceito de concentração em mol/L.
- Realizar a conversão de unidades relacionadas à concentração em quantidade de matéria.
- Compreender as proporções dos cátions e ânions para determinar as concentrações em mol/L.
- Compreender e determinar a concentração das soluções e também quantidades (mol, massa, volume) da solução ou do soluto nas diversas formas de unidades pela adição ou evaporação do solvente e por misturas de soluções.
- Prever a quantidade dos reagentes ou produtos que participam de uma reação por meio dos valores de concentrações expressos em diferentes unidades.
- Determinar a concentração das soluções que apresentam as substâncias envolvidas em uma reação química.
- Entender e determinar a concentração de uma solução utilizando a técnica da titulação ácido-base.

Conteúdos específicos indispensáveis para a sequência dos estudos

- Solução: soluto $\times$ solvente.
- Coeficiente de solubilidade.
- Soluções: saturada, insaturada e supersaturada.

- Concentração em massa.
- Título em massa × porcentagem em massa.
- Título em volume × porcentagem em volume.
- Concentração por partes por milhão (ppm).
- Concentração em quantidade de matéria de substâncias e íons.
- Diluição de soluções.
- Misturas de soluções de mesmo soluto.
- Misturas de soluções de solutos diferentes que não reagem entre si.
- Mistura de soluções em que ocorre reação química.
- Titulação.

Comentários e sugestões

O **Experimento** Interações solvente-soluto é uma boa atividade para iniciar o aprendizado e construir conceitos como coeficiente de solubilidade, tipos de soluções, interações entre soluto e solvente.

Discuta com seus alunos o conceito de concentração. Peça a eles que na próxima aula tragam embalagens de produtos que usam em casa e que sejam soluções, como, por exemplo, vinagre, água mineral, bebida isotônica. Peça aos alunos que observem as suas embalagens e identifiquem se a concentração dos ingredientes está informada no rótulo. Discuta com seus alunos as possíveis formas de concentração que estão sendo abordadas nas suas embalagens. O conhecimento químico vai sendo construído com informações cotidianas que os alunos trouxeram de suas casas. Sugere-se que o professor amplie a discussão e faça a abordagem de formas de concentrações que não foram discutidas em sala de aula, pois não estavam presentes nas embalagens. Explique e discuta com eles o porquê de o valor do título ser sempre menor que 1 e não ter unidade. Deixe que os próprios alunos cheguem às possíveis conclusões de que o valor de porcentagem é o título multiplicado por 100. Sobre a concentração em ppm, é interessante mencionar em quais situações geralmente é mais utilizada, por exemplo, na determinação da concentração de um poluente na atmosfera ou um agente contaminante nos alimentos.

Proponha que os alunos se reúnam em duplas para resolver os exercícios propostos na aula. É interessante que aquele aluno que compreendeu o assunto com mais facilidade possa auxiliar aquele que apresenta mais dificuldade. O professor pode discutir e corrigir esses exercícios com toda a classe. Como forma de avaliação, peça que essas duplas resolvam outros exercícios e entreguem no fim do bimestre.

Discuta com seus alunos como o aumento da concentração de álcool etílico no sangue está relacionado a riscos de acidentes, o que é mostrado no boxe **Saúde e sociedade**.

Caso não tenha tempo suficiente para abordar todo o assunto deste capítulo, o conceito de densidade pode ser postergado, pois já foi estudado no Volume 1.

Experimento

Interações solvente-soluto

Proponha que este experimento seja feito em grupos de 4 ou 5 alunos.

Durante a realização da parte experimental, não interfira nas discussões dos grupos. É um bom momento para observar as atitudes dos seus alunos por meio da tomada de decisões em grupos. Partindo da correção e da discussão das questões, os conceitos de solubilidade podem ser construídos.

Investigue

1. Se a solução está saturada, toda a água está sendo utilizada para solubilizar o sal que foi adicionado. Não há moléculas de água disponíveis. Quando adicionamos um pouco de álcool etílico, macroscopicamente, não vemos nenhuma diferença, mas microscopicamente o sistema começa a se reorganizar. A água deixa de cercar os cátions sódio e os ânions cloreto e começa a estabelecer ligações de hidrogênio com as moléculas de álcool.

2. Como não há mais água suficiente para solubilizar todo o sal, uma vez que parte da água existente passou a solubilizar o álcool etílico, o sal em excesso irá se depositar no fundo do recipiente.

3. Sim. O experimento mostra que as ligações de hidrogênio entre a água e o álcool etílico são mais fortes que a hidratação de íons, tanto que o sal que antes estava solubilizado acabou precipitando por causa da adição do etanol.

Relembre as outras expressões de concentração que já foram estudadas e deixe que eles façam previsões sobre a expressão da concentração em quantidade de matéria. Proponha que os alunos resolvam os exercícios individualmente e depois que façam grupos para comparar suas respostas e, caso sejam diferentes, proponha que eles tentem chegar a um consenso. Dessa forma, há valorização da atividade individual e da coletiva, favorecendo a elaboração das ideias conjuntas.

Como forma de avaliação, proponha que os alunos pesquisem em livros, revistas, jornais ou na internet, em grupos de 3 componentes, sobre situações nas quais a expressão da concentração em quantidade de matéria é utilizada em comparação à expressão de concentração em massa.

Provavelmente os alunos irão concluir que os textos que se dirigem ao público em geral utilizam a expressão de concentração em massa e os textos que se dirigem ao público especializado – principalmente na área de Química – tendem a utilizar mais a expressão de concentração em quantidade de matéria.

Trabalho em equipe

O objetivo da discussão em grupo é que o aluno se conscientize das implicações que um produto muito utilizado pode trazer à sociedade, estimulando seu senso crítico.

Desde o Volume 1, estamos tentando promover debates entre os alunos que possam levar à conclusão de que não existe nada “totalmente bom” ou “totalmente ruim”. Para todas as escolhas que fizermos sempre haverá uma relação custo/benefício e essa relação inclusive pode variar conforme a situação do momento, que deve ser analisada.

O tratamento de água com ozônio é melhor do que com o cloro? Provavelmente sim. É o mais adequado à nossa realidade? Provavelmente não. Considerando que o custo do ozônio é bem maior que o do cloro. Seria mais urgente pensar primeiro em levar água tratada para toda a população.

As doenças de veiculação hídrica são as que mais matam crianças no Brasil. Nesse sentido, o acesso à água com cloro poderia salvar vidas.

Já em países desenvolvidos onde todos têm suas necessidades básicas atendidas e acesso a saneamento básico, o tratamento de água com ozônio pode ser uma opção melhor.

Outra questão envolvendo o cloro é o uso de inseticidas organoclorados, cujo uso atualmente é proibido para aplicações em produtos agrícolas por causa da sua elevada toxidez e alta persistência no ambiente.

“Antes do advento do DDT, cerca de 200 milhões de pessoas eram, anualmente, acometidas pela malária, e cerca de 2 milhões morriam todo ano. [...] No início de 1946, foi instituído um programa de combate à malária pela pulverização com DDT, com uma queda imediata e extraordinária do número de doentes. [...]

Em 1948, antes do uso do DDT, havia 2,8 milhões de casos de malária. Por volta de 1963, apenas dezessete.”

Fonte: *Sucateando o planeta*, de Dixy Lee Ray e Lou Guzzo. Rio de Janeiro: Expressão e Cultura, Instituto Liberal, 1992.

Também é possível discutir o uso do cloro em produtos alvejantes destinados a tecidos, a papéis e a produtos alimentícios, como farinha de trigo, por exemplo, e tentar refletir, por que afinal precisamos de “tudo tão branco” e qual o custo dessa escolha para a nossa saúde e a do meio ambiente.

Conversa com o professor

Quantidades de matéria e concentração

“O nome e o símbolo da unidade mol são idênticos. O plural do nome, muito usado no Brasil, é mols e não moles, analogamente a becquerels, henrys, pascals, etc., embora esses plurais não se ajustem às normas gramaticais da língua portuguesa. Entretanto, é importante lembrar que o símbolo das unidades não muda no plural [...].

O emprego desta definição de mol tornou obsoletos e em desuso diversos termos como número de mols, número de moléculas-grama, número de átomos-grama (todos substituídos por quantidade de matéria); peso atômico e peso molecular (substituídos por massa molar), e molaridade e normalidade (substituídos por concentração em quantidade de matéria ou, simplesmente, concentração). [...]”

ANDRADE, João Carlos de; CUSTÓDIO, Rogério. Quantidade de matéria e concentração. Disponível em: <http://chemkeys.com/br/2000/03/24/quantidade-de-materia-e-concentracao/>. Acesso em: 19 mar. 2016.

Comentários e sugestões

É interessante levar para a sala uma jarra transparente com suco artificial e outro recipiente com água para fazer de forma demonstrativa a adição de água nesse suco (diluição de solução).

Algumas perguntas podem ser feitas aos alunos para iniciar a discussão e assim construir o conhecimento.

A composição do suco se altera?

O que acontece com a cor do suco?

O que está aumentando: soluto, solvente, concentração?

Os alunos costumam ter dificuldades para entender quais grandezas são alteradas com a adição do solvente. Para misturas de soluções de mesmo soluto, é interessante que o aluno compreenda que o valor da concentração da solução final encontrada é sempre um valor intermediário entre as duas soluções que foram misturadas. Essa ideia pode ser discutida por meio do exercício resolvido na página 93.

Se for constatada alguma dificuldade por parte dos alunos na compreensão desse fenômeno, o professor poderá preparar sucos artificiais, de concentrações diferentes (o que fica visível por causa da cor: mais intensa no suco mais concentrado) e fazer a mistura que resultará numa tonalidade de cor intermediária (lembre aos alunos, porém, que a cor não pode ser um critério para estimar a concentração das soluções porque muitas delas são incolores).

Discuta o que acontece com as grandezas (massa, quantidade de matéria, volume) quando são misturadas soluções de solutos diferentes que não reagem entre si. O professor poderia fazer as perguntas oralmente e anotar na lousa as respostas para que os alunos possam refletir melhor sobre suas ideias e construir os conceitos necessários.

Resolução dos exercícios

1 Alternativa e.

a) A 20 °C, uma solução aquosa com 120 g de NaOH é supersaturada, uma vez que nessa temperatura a quantidade máxima de soluto que é possível dissolver é de 109 g em 100 g de água.

b) A 20 °C, uma solução aquosa com 80 g de NaOH é concentrada já que essa quantidade de soluto é próxima do *CS*.

c) A 30 °C, uma solução aquosa com 11,9 g de NaOH é diluída. Nessa temperatura é possível dissolver até 119 g de NaOH/100 g de água.

d) A 30 °C, uma solução aquosa com 119 g de NaOH é saturada sem presença de corpo de fundo.

2 a) 2 g de NaOH ——— 250 mL de solução

x ——— 1000 mL de solução

$$x = \frac{1000 \cdot 2}{250} \Rightarrow x = 8{,}0 \text{ g}$$

A concentração em massa de NaOH(aq) é igual a 8,0 g/L.

b) 2 g de NaOH ——— 1000 mL de solução

y ——— 300 mL de solução

$$y = \frac{300 \cdot 2}{1000} \Rightarrow y = 0{,}6 \text{ g de NaOH}$$

c) NaOH = 40 g/mol

160 g de NaOH ——— 1000 mL de solução

40 g de NaOH ——— z

$$z = \frac{40 \cdot 1000}{160} \Rightarrow z = 250 \text{ mL de solução:}$$

3 Alternativa c.

1000 mL de soro (1 L) ——— 3,5 NaCℓ

500 mL de soro ——— x

$$x = \frac{500 \cdot 3{,}5}{1000} \Rightarrow x = 1{,}75 \text{ g de NaCℓ (ou 1750 mg de NaCℓ).}$$

1000 mL de soro (1 L) ——— 11 g de sacarose

500 mL de soro ——— y

$$y = \frac{500 \cdot 11}{1000} \Rightarrow y = 5{,}5 \text{ g de sacarose (ou 5500 mg de sacarose).}$$

4 Alternativa d.

Uma mistura de 30 g de $K_2Cr_2O_7$ e 50 g de água é o mesmo que uma mistura de 60 g de $K_2Cr_2O_7$ e 100 g de água. Para o dicromato de potássio, o coeficiente de solubilidade é igual a 60 g de sal/100 g de água a 70 °C. Abaixo dessa temperatura o sal começa a cristalizar (precipitar).

5 Alternativa e.

$$d = \frac{m}{v} \Rightarrow 1{,}19 = \frac{m}{100} \Rightarrow m = 119 \text{ g}$$

6 Alternativa a.

Aumentando a quantidade de soluto (açúcar), a densidade da solução também aumenta. Assim, as sementes passarão a flutuar na superfície, pois sua densidade passará a ser menor que a densidade da solução.

7 Alternativa d.

$$d = \frac{m}{V} \Rightarrow 0{,}79 = \frac{118{,}5}{V} \Rightarrow V = 150 \text{ mL}$$

8 Cálculo da concentração da solução resultante da mistura de 30 g de leite em pó integral em 200 mL (0,2 L) de água:

$C = m_1 / V \Rightarrow C = 30$ g / 0,2 L; portanto, $C = 150{,}0$ g/L.

Sabendo a partir do rótulo que a proteína equivale a 30% da massa de leite, temos que:

100 % ——— 150,0 g/L

30% ——— x

$x = 30 \cdot 150 / 100$; logo, $x = 45{,}0$ g/L

A concentração em massa de proteínas em um copo de leite é 45,0 g/L.

9 Alternativa b.

Cálculo da concentração comum de cada amostra em g/L. Onde V = 500 mL = 0,5 L. Temos que:

AMOSTRA 1: $C_1 = 22$ g/ 0, 5 L $\Rightarrow C_1 = 44$ g/L

AMOSTRA 2: $C_2 = 20$ g/ 0,5 L $\Rightarrow C_2 = 40$ g/L

AMOSTRA 3: $C_3 = 40$ g/ 0,5 L $\Rightarrow C_3 = 48$ g/L

A concentração média será dada por:

$C_{média} = C_1 + C_2 + C_3 / 3 \Rightarrow C_{média} = (44 + 40 + 48)$ g/L / 3 $\Rightarrow$

$\Rightarrow C_{média} = 44$ g/L

10 $d_{solução} = d_{NaCℓ} \cdot \%\ massa_{NaCℓ} + d_{H_2O} \cdot \%\ massa_{H_2O}$

$d_{solução} = 2{,}165 \cdot 0{,}30 + 1 \cdot 0{,}70$

$d_{solução} = 1{,}35$ g/L

11 $d_{mistura} = d_{etanol} \cdot \%massa_{etanol} + d_{gasolina} \cdot \%massa_{gasolina}$

$d_{mistura} = d_{etanol} \cdot \%massa_{etanol} + d_{gasolina} \cdot (1 - \%massa_{etanol})$

$0{,}746 = 0{,}79 \cdot \%massa_{etanol} + 0{,}72 \cdot (1 - \%massa_{etanol})$

$0{,}746 = 0{,}79 \cdot \%massa_{etanol} + 0{,}72 - 0{,}72 \cdot \%massa_{etanol}$

$0{,}746 - 0{,}72 = 0{,}07 \cdot \%massa_{etanol}$

$$\%massa_{etanol} = \frac{0{,}026}{0{,}07} \Rightarrow \%massa_{etanol} = 0{,}37$$

Portanto, concluímos que a gasolina foi adulterada.

12 Alternativa a.

a) Correto, pois o material correspondente a ossos e carvão tem densidade menor que 2,1 g/cm³, ou seja, irá flutuar.

b) Errado: é possível somente separar o carvão dos demais componentes.

c) Errado: o carvão irá flutuar em água ($d_{água} \simeq 1$ g / cm³).

d) Errado: a fração da mistura correspondente à pedra e ao solo afundará, e os demais flutuarão.

e) Errado: separará areia, solo e pedras de carvão e ossos.

13 Alternativa b.

Dados:

- m_1 (massa do soluto NaOH) = ?
- m_2 (massa do solvente – água) = ?
- v (volume da solução) = 620 mL
- v_2 (volume do solvente – água) = 600 mL
- d (densidade da solução) = 1,19 g/mL
- d_2 (densidade da água) = 1,0 g/mL

– A fórmula da densidade pode ser escrita da seguinte forma:

$$d = \frac{m_1 + m_2}{V}$$

– Determinando m_2:

$$d_2 = \frac{m_2}{v_2} \rightarrow m_2 = d_2 \cdot V_2 \Rightarrow$$

$$\Rightarrow m_2 = (1{,}0 \text{ g/mL}) \cdot (600 \text{ mL}) \Rightarrow m_2 = 600 \text{ g}$$

– Substituindo na fórmula da densidade:

$$d = \frac{m_1 + m_2}{v}$$

$$1{,}19 \text{ g/mL} = \frac{m_1 + 600 \text{ g}}{620 \text{ mL}}$$

$$(1{,}19 \text{ g/mL}) \cdot (620 \text{ mL}) = m_1 + 600 \text{ g}$$

$$737{,}8 \text{ g} = m_1 + 600 \text{ g}$$

$$m_1 = (737{,}8 - 600) \text{ g}$$

$$m_1 = 137{,}8 \text{ g}$$

14 a) 1,044 grama por centímetro cúbico (g/cm³) = 1044 grama por litro (g/L)

b) 1044 g de solução ——— 276 g de glicerina

x ——— 368 g de glicerina

x = 1392 g de solução.

15 $m_{solução} = m_{glicerina} + m_{água} \Rightarrow$

$\Rightarrow m_{solução} = 184 + 800 \Rightarrow m_{solução} = 984$ g

984 g de solução ——— 184 g de glicerina

100 g de solução ——— x

$$x = \frac{100 \cdot 184}{984} \Rightarrow x = 18{,}7 \text{ g de glicerina} \Rightarrow T = 0{,}187$$

Porcentagem em massa de soluto = 18,7%

Porcentagem em massa de solvente = 81,3%

16 a) $m_{solução} = m_{KBrO_3} + m_{água} \Rightarrow m_{solução} = 105 + 245 \Rightarrow$

$\Rightarrow m_{solução} = 350$ g

350 g de solução ——— 105 g de $KBrO_3$

100 g de solução ——— x

$$x = \frac{100 \cdot 105}{350} \Rightarrow x = 30 \text{ g de } KBrO_3 \Rightarrow T = 0{,}3$$

Porcentagem em massa de soluto ($KBrO_3$) = 30%

Porcentagem em massa de solvente = 70%

b) $T = 0{,}25$, temos que 25 g de soluto em 100 g de solução:

25 g de $KBrO_3$ ——— 100 g de solução

y ——— 600 g de solução

$$y = \frac{600 \cdot 25}{100} \Rightarrow y = 150 \text{ g de } KBrO_3$$

$$m_{água} = 600 - 150 \Rightarrow m_{água} = 450 \text{ g}$$

c) Porcentagem em massa de soluto = 20%

Porcentagem em massa de solvente = 80%

80 g de água ——— 20 g de $KBrO_3$

400 g de água ——— z

$$z = \frac{400 \cdot 20}{80} \Rightarrow z = 100 \text{ g de } KBrO_3$$

17 a) Primeiro temos que encontrar o volume de álcool na gasolina.

$$V_{\text{álcool na gasolina}} = V_{\text{final na fase aquosa}} - V_{\text{inicial na fase aquosa}}$$

$$V_{\text{álcool na gasolina}} = 63{,}5 - 50$$

$$V_{\text{álcool na gasolina}} = 13{,}5 \text{ mL}$$

Com esse valor podemos encontrar a porcentagem de álcool na gasolina.

50 mL de gasolina ——— 100%

13,5 mL ——— X

X = 27%

b) Sim. Para que a gasolina vendida pelo posto esteja dentro dos parâmetros estabelecidos pela ANP é necessário que o valor de X (teor de álcool na gasolina) esteja entre 24% e 26%.

18 a) Cálculo do volume de álcool dentro do tanque:

50 L (volume total do tanque) ——— 100% do combustível

x L (quantidade total de álcool) ——— 24 % de álcool no combustível

$$x = \frac{24 \cdot 50}{100} \Rightarrow x = 12 \text{ L de álcool dentro do tanque.}$$

b) No cálculo do volume de etanol anidro colocado por engano no tanque do carro temos:

x L etanol anidro + y L gasolina a 20% = 50 L de combustível a 24%

x L etanol anidro + 0,2y L na gasolina = 12 L de etanol no combustível

Resolvendo o sistema algébrico temos que:

x = 2,5 L de etanol anidro e y = 47,5 L de gasolina a 20%.

Portanto, o volume de etanol anidro colocado por engano é de 2,5 litros.

19 0,002 g de NO_3^{1-}(aq) ——— 1 L

0,002 g de NO_3^{1-}(aq) ——— 1000 mL

Como 1 g = 1000 mg, então:

2 mg de NO_3^{1-}(aq) —— 1000 mL

x —— 1 000 000 mL

$x = \frac{1000000 \cdot 2}{1000} \Rightarrow x = 2000$ mg de NO_3^{1-}(aq)/106 mL ou 2 mg/L de NO_3^{1-}(aq)

Para soluções aquosas: ppm = mg/L. Os níveis de nitrato, NO_3^{1-}(aq), estão abaixo de 10 ppm e a água pode ser comercializada.

20 Alternativa a.

Primeiro, vamos ter em mente a correspondência entre as medidas de volume.

1 litro equivale a 1 decímetro cúbico. Assim, como temos de trabalhar com uma concentração em litros, é melhor encontrar o volume da piscina trabalhando com medidas em decímetros do que em metros. Então, transformamos em decímetros todas as medidas dadas em metros:

10 m = 100 dm   2 m = 20 dm

5 m = 50 dm

Como a piscina é retangular, então o volume é dado por: volume = comprimento · largura · profundidade

$V = 100\ \text{dm} \cdot 50\ \text{dm} \cdot 20\ \text{dm}$

$V = 100\,000\ \text{dm}^3$ ou 100 000 litros.

1 mg —— 1 L

X mg —— 100 000 L

X = 100 000 mg de $CuSO_4$ ou 100 g de $CuSO_4$

21 Alternativa d.

Sabendo que a diferença de massa entre os refrigerantes (comum e *diet*) é somente em razão do açúcar, temos que:

$m_{açúcar} = 331{,}2 - 316{,}2$; logo, $m_{açúcar} = 15$ g

Sendo que: 15 g de açúcar —— 0,3 L de refrigerante (300 mL)

x —— 1 L de refrigerante

$x = 1 \cdot 15 / 0{,}3 \Rightarrow x = 50$ g de açúcar / L de refrigerante.

22 Alternativa e.

1 L de refrigerante —— 0,175 mol de $C_4H_6O_6$

100 000 L de refrigerante —— x

$x = \frac{100\,000 \cdot 0{,}175}{1} \Rightarrow x = 17\,500$ mol de $C_4H_6O_6$

Massa molar do $C_4H_6O_6$ = 150 g/mol

1 mol de $C_4H_6O_6$ —— 150 g

17 500 mol de $C_4H_6O_6$ —— y

$y = \frac{17\,500 \cdot 150}{1} \Rightarrow y = 2{,}625 \cdot 10^6$ g de $C_4H_6O_6$ ou $\simeq 2{,}6$ toneladas de $C_4H_6O_6$.

23 Alternativa c.

1 mol de NaCℓ —— 58,5 g de NaCℓ

x —— 117 g de NaCℓ

$x = \frac{117 \cdot 1}{58{,}5} \Rightarrow x = 2$ mol de NaCℓ

0,25 mol de NaCℓ —— 1 L de água

2 mol de NaCℓ —— y

$y = \frac{2 \cdot 1}{0{,}25} \Rightarrow y = 8$ L de água

24 a) Massa molar do $Al_2(SO_4)_3$ = 342 g/mol

68,4 g de $Al_2(SO_4)_3$ —— 100 mL de solução

x —— 1 000 mL de solução

$x = \frac{1000 \cdot 68{,}4}{100} \Rightarrow x = 684$ g de $Al_2(SO_4)_3$

1 mol de $Al_2(SO_4)_3$ —— 342 g de $Al_2(SO_4)_3$

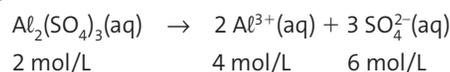
y —— 684 g de $Al_2(SO_4)_3$

$y = \frac{684 \cdot 1}{342} \Rightarrow y = 2$ mol de $Al_2(SO_4)_3$

Solução 2 mol/L de $Al_2(SO_4)_3$.

b) Considerando α = 60%:

$Al_2(SO_4)_3(aq) \rightarrow 2\ Al^{3+}(aq) + 3\ SO_4^{2-}(aq)$

2 mol/L   4 mol/L   6 mol/L

Para o Al^{3+}(aq):

4 mol/L de íons Al^{3+}(aq) —— 100% de dissociação

z —— 60% de dissociação

$z = \frac{60 \cdot 4}{100} \Rightarrow z = 2{,}4$ mol/L de íons Al^{3+}(aq)

Para o SO_4^{2-}(aq):

6 mol/L de íons SO_4^{2-}(aq) —— 100% de dissociação

w —— 60% de dissociação

$w = \frac{60 \cdot 6}{100} \Rightarrow w = 3{,}6$ mol/L de íons SO_4^{2-}(aq)

25 Alternativa a.

Massa molar do $KMnO_4$ = 158 g/mol

1 mol de $KMnO_4$ —— 158 g de $KMnO_4$

x —— 0,395 g de $KMnO_4$

$x = \frac{0{,}395 \cdot 1}{158} \Rightarrow x = 0{,}0025$ mol de $KMnO_4$

0,0025 mol de $KMnO_4$ —— 250 mL de solução

y —— 1 000 mL de solução

$y = \frac{1000 \cdot 0{,}0025}{250} \Rightarrow y = 0{,}01$ mol/L de $KMnO_4$

26 Alternativa d.

$$\mathfrak{M} = \frac{\frac{m}{M}}{V} \Rightarrow 0{,}01 = \frac{\frac{m}{36{,}5}}{0{,}1} \Rightarrow m = 0{,}0365\ \text{g}$$

27 $C_1 \cdot V_1 = C_2 \cdot V_2$

$2 \cdot V_1 = 1{,}5 \cdot 500 \Rightarrow V_1 = 375$ mL

28 a) 46 g de C_2H_5OH —— 1 mol de C_2H_5OH

460 g de C_2H_5OH —— x

$x = \frac{460 \cdot 1}{46} \Rightarrow x = 10$ mol de C_2H_5OH/L de cachaça

Ao misturar 1 L da cachaça com 1 L de água, houve apenas diluição do etanol, ou seja, a quantidade de matéria permanece inalterada. Logo, $n = 10$ mol de C_2H_5OH.

b) 10 mol de C_2H_5OH ——— 2 L de solução final
y ——— 1 L de solução final

$$y = \frac{1 \cdot 10}{2} \Rightarrow y = 5 \text{ mol de } C_2H_5OH\text{/L de cachaça}$$

A concentração em quantidade de matéria é 5 mol/L.

29 Alternativa c.

A quantidade de matéria do soluto permanece inalterada na evaporação em questão.

Cálculo da quantidade de matéria na solução inicial:
1,2 mol de CH_3COONa ——— 1 L de solução
x ——— 0,7 L de solução

$$x = \frac{0{,}7 \cdot 1{,}2}{1} \Rightarrow x = 0{,}84 \text{ mol de } CH_3COONa$$

Para obter uma solução de concentração 3,5 mol/L a partir de 0,84 mol de CH_3COONa, temos:
3,5 mol de CH_3COONa ——— 1 L de solução
0,84 mol de CH_3COONa ——— y

$$y = \frac{0{,}84 \cdot 1}{3{,}5} \Rightarrow y = 0{,}24 \text{ L de solução}$$

Logo, a quantidade de água que deve evaporar da solução para se obter a concentração desejada é a diferença entre o volume inicial da solução, 700 mL, e o volume final desejado, 240 mL: 700 mL − 240 mL = 460 mL de água.

30 Alternativa d.

0,5 mol de glicose ——— 1000 mL de solução
x ——— 100 mL de solução

$$x = \frac{100 \cdot 0{,}5}{1000} \Rightarrow x = 0{,}05 \text{ mol de glicose}$$

Antes da evaporação:
0,05 mol/L $\Rightarrow$ 0,5 mol em 1000 mL
Como o volume variou de 1000 mL para 100 mL, conclui-se que o volume de água evaporada é de 900 mL.

31 Alternativa b.

$C_1 \cdot V_1 = C_2 \cdot V_2$
$3 \cdot 0{,}5 = 15 \cdot V_2$
$V_2 = 0{,}1$ L ou 100 mL

32 De acordo com os dados temos:

19 g ——— 1 mol de íons flúor
$2{,}85 \cdot 10^{-3}$ g ——— x
$x = 2{,}85 \cdot 10^{-3} / 19 \Rightarrow x = 0{,}15 \cdot 10^{-3}$ mol de flúor.
Sabemos que $5{,}0 \cdot 10^{-5}$ mol ——— 1 L de solução
$0{,}15 \cdot 10^{-3}$ mol ——— y
$y = 0{,}15 \cdot 10^{-3} / 5{,}0 \cdot 10^{-5}$ portanto, $y = 3$ L.

33 Alternativa d.

A solução I possui volume de 10 mL e concentração C; ao diluir a solução I dez vezes, a concentração da solução final ficará 10 vezes menor (C/10 ou 0,1 C).

Fazendo diluições sucessivas da solução I que possui volume de 10 mL e concentração C teremos:

Solução II: 5 mL da solução I + 5 mL de água = 10 mL solução II, com isso o volume dobrou e a concentração ficará reduzida à metade, ou seja, C/2.
Sucessivamente, teremos nas soluções subsequentes:

Solução III: C/4, Solução IV: C/8, Solução V: C/16, Solução VI: C/32
Dessa forma, ao diluirmos a solução I dez vezes, teremos uma concentração resultante (C/10) entre as concentrações das soluções IV (C/8) e V (C/16).

34 Alternativa a.

Solução I:
4 g de $KMnO_4$ ——— 0,1 L de solução
X_I ——— 1 L de solução

$$X_I = \frac{1 \cdot 4}{0{,}1} \Rightarrow X_I = 40 \text{ g de } KMnO_4\text{/L}$$

Solução II:
6 g de $KMnO_4$ ——— 0,3 L de solução
X_{II} ——— 1 L de solução

$$X_{II} = \frac{1 \cdot 6}{0{,}3} \Rightarrow X_{II} = 20 \text{ g de } KMnO_4\text{/L}$$

Solução III:
12 g de $KMnO_4$ ——— 0,2 L de solução
X_{III} ——— 1 L de solução

$$X_{III} = \frac{1 \cdot 12}{0{,}2} \Rightarrow X_{III} = 60 \text{ g de } KMnO_4\text{/L}$$

Analisando as alternativas, temos:

a) A adição da solução II à solução III:
Massa de soluto = 6 g + 12 g = 18 g
Volume final da mistura = 300 mL + 200 mL = 500 mL
18 g de $KMnO_4$ ——— 0,5 L de solução
x ——— 1 L de solução

$$x = \frac{1 \cdot 18}{0{,}5} \Rightarrow x = 36 \text{ g de } KMnO_4\text{/L}$$

A concentração em massa da mistura das soluções II e III é, de fato, menor que a concentração em massa da solução I.

b) Considerando a aditividade de volume, temos:
Massa de soluto = 4 g
Volume final da mistura = 100 mL + 100 mL = 200 mL
4 g de $KMnO_4$ ——— 0,2 L de solução
y ——— 1 L de solução

$$y = \frac{1 \cdot 4}{0{,}2} \Rightarrow y = 20 \text{ g de } KMnO_4\text{/L}$$

A afirmação é incorreta, pois a concentração da solução III é igual a 60 g/L.

c) A solução mais concentrada é a que apresenta a maior relação entre soluto e solvente, no caso, a solução III.

d) A solução mais diluída é a que apresenta a menor relação entre soluto e solvente, no caso, a solução II.

35 Alternativa c.

Concentração Solução *A*:

$C_1 \cdot V_1 = C_2 \cdot V_2$

$0{,}2 \cdot 500 = C_2 \cdot 800$

$C_2 = 0{,}125$ mol/L

Concentração Solução *B*:

$C_1 \cdot V_1 = C_2 \cdot V_2$

$300 \cdot 0{,}6 = C_2 \cdot 800$

$C_2 = 0{,}225$ mol/L

Concentração Solução final: Concentração Solução *A* + + Concentração Solução *B* = 0,125 + 0,225 = 0,35 mol/L.

36 Solução *A*:

30 g de $CaC\ell_2$ ——— 1 L de solução

X_A ——— 0,10 L de solução

$$X_A = \frac{0{,}10 \cdot 30}{1} \Rightarrow X_A = 3 \text{ g de } CaC\ell_2$$

Solução *C*:

40 g de $CaC\ell_2$ ——— 1 L de solução

X_C ——— 0,30 L de solução

$$X_C = \frac{0{,}30 \cdot 40}{1} \Rightarrow X_C = 12 \text{ g de } CaC\ell_2$$

Portanto, a massa de $CaC\ell_2$ acrescentada pela solução B é de 12 g – 3 g = 9 g.

Solução *B*:

9 g de $CaC\ell_2$ ——— 0,20 L de solução

X_B ——— 1 L de solução

$$X_B = \frac{1 \cdot 9}{0{,}20} \Rightarrow X_B = 45 \text{ g de } CaC\ell_2\text{/L}$$

37 Alternativa c.

400 mL	+	*Y* mL	=	600 mL
X mol/L		0,40 mol/L		0,2 mol/L
A		*B*		*C*

Se não há variação de volumes ao se misturar as soluções:

$V_C = V_A + V_B \Rightarrow 600 = 400 + V_B \Rightarrow V_B = 200$ mL ou 0,2 L

Cálculo da quantidade de matéria de NaOH em cada solução:

Solução *B*:

0,4 mol de NaOH ——— 1 L de solução

X_B ——— 0,2 L de solução

$$X_B = \frac{0{,}2 \cdot 0{,}4}{1} \Rightarrow X_B = 0{,}08 \text{ mol de NaOH}$$

Solução *C*:

0,2 mol de NaOH ——— 1 L de solução

X_C ——— 0,6 L de solução

$$X_C = \frac{0{,}2 \cdot 0{,}6}{1} \Rightarrow X_C = 0{,}12 \text{ mol de NaOH}$$

Cálculo da quantidade de matéria de NaOH acrescentada pela solução *A*:

$X_C = X_A + X_B$

$0{,}12 = X_A + 0{,}08 \Rightarrow X_A = 0{,}04$ mol de NaOH

Solução *A*:

0,04 mol de NaOH ——— 0,4 L de solução

y ——— 1 L de solução

$$y = \frac{1 \cdot 0{,}04}{0{,}4} \Rightarrow y = 0{,}1 \text{ mol de NaOH}$$

Logo, a concentração em quantidade de matéria da solução *A* é igual a 0,1 mol/L.

38 Alternativa c.

Cálculo da quantidade de matéria de NaOH nas soluções:

5 mol de NaOH ——— 1 000 mL de solução

x ——— 60 mL de solução

$$x = \frac{60 \cdot 5}{1\,000} \Rightarrow x = 0{,}3 \text{ mol de NaOH}$$

2 mol de NaOH ——— 1 000 mL de solução

y ——— 300 mL de solução

$$y = \frac{300 \cdot 2}{1\,000} \Rightarrow y = 0{,}6 \text{ mol de NaOH}$$

Cálculo da concentração em quantidade de matéria final:

(0,3 + 0,6) mol de NaOH ——— (0,06 + 0,3) L de solução

z ——— 1 L de solução

$$z = \frac{1 \cdot 0{,}9}{0{,}360} \Rightarrow z = 2{,}5 \text{ mol de NaOH/L}$$

39 Alternativa e.

Para a solução de cloreto de potássio:

0,1 mol de $KC\ell$ ——— 1 000 mL de solução

x ——— 100 mL de solução

$$x = \frac{100 \cdot 0{,}1}{1\,000} \Rightarrow x = 0{,}01 \text{ mol de } KC\ell$$

$1\ KC\ell(aq) \rightarrow 1\ K^{1+}(aq) + 1\ C\ell^{1-}(aq)$

0,01 mol 0,01 mol 0,01 mol

Para a solução de cloreto de magnésio:

0,1 mol de $MgC\ell_2$ ——— 1 000 mL de solução

y ——— 100 mL de solução

$$y = \frac{100 \cdot 0{,}1}{1\,000} \Rightarrow y = 0{,}01 \text{ mol de } MgC\ell_2$$

$1\ MgC\ell_2(aq) \rightarrow 1\ MgC\ell_2(aq) + 2\ C\ell^{1-}(aq)$

0,01 mol 0,01 mol 0,02 mol

Volume final da solução = 0,2 L

Para o íon $K^{1+}(aq)$: 0,01 mol

0,01 mol de $K^{1+}(aq)$ ——— 0,2 L de solução

z ——— 1 L de solução

$$z = \frac{1 \cdot 0{,}01}{0{,}2} \Rightarrow z = 0{,}05 \text{ mol de } K^{1+}(aq)\text{/L}$$

Para o íon $Mg^{2+}(aq)$: 0,01 mol

0,01 mol de $Mg^{2+}(aq)$ ——— 0,2 L de solução

w ——— 1 L de solução

$$w = \frac{1 \cdot 0{,}01}{0{,}2} \Rightarrow w = 0{,}05 \text{ mol de } Mg^{2+}(aq)\text{/L}$$

Para o íon $C\ell^{1-}(aq)$: 0,01 mol + 0,02 mol = 0,03 mol

0,03 mol de $C\ell^{1-}(aq)$ ——— 0,2 L de solução

k ——— 1 L de solução

$$k = \frac{1 \cdot 0{,}03}{0{,}2} \Rightarrow k = 0{,}15 \text{ mol de } C\ell^{1-}(aq)\text{/L}$$

40 Alternativa a.

Cálculo da quantidade de matéria de NaOH(aq) na solução 2,0 mol/L, em 300 mL de solução. (solução 1)

2,0 mol de NaOH ——— 1 L de solução

X_1 ——— 0,3 L de solução

$X_1 = \frac{0,3 \cdot 0,2}{1} \Rightarrow X_1 = 0,6$ mol de NaOH

Cálculo da quantidade de matéria de NaOH(aq) na solução final (1,8 mol/L), solução 3, em um volume V ($V = V_2 + 0,3$), sendo V_2 o volume acrescentado da solução 2 (1,5 mol/L) e 0,3 L o volume conhecido da solução 2,0 mol/L.

1,8 mol de NaOH ——— 1 L de solução

X_3 ——— $(V_2 + 0,3)$ L de solução

$X_3 = \frac{(V_2 + 0,3) \cdot 1,8}{1} \Rightarrow X_3 = 1,8 \cdot V_2 + 0,54$

Massa proveniente da solução de 1,5 mol/L:

$X_3 = X_2 + X_1$

$1,8 \cdot V_2 + 0,54 = X_2 + 0,6 \Rightarrow X_2 = 1,8 \cdot V_2 - 0,06$

Cálculo do volume de solução de NaOH(aq) 1,5 mol/L adicionado a 0,3 L de solução 2,0 mol/L para obter uma solução 1,8 mol/L:

$(1,8 \cdot V_2 - 0,06)$ mol de NaOH ——— V_2 L de solução 1,5 mol/L

1,5 mol de NaOH ——— 1 L de solução

$1,8 \cdot V_2 - 0,06 = 1,5 \cdot V_2 \Rightarrow 0,3 \cdot V_2 = 0,06$

$V_2 = 0,2$ L ou 200 mL

41 Alternativa e.

$HC\ell(aq) + NaOH(aq) \rightarrow NaC\ell(aq) + H_2O(\ell)$

0,10 mol de $HC\ell$ ——— 1000 mL de solução $HC\ell$

X_A ——— 15 mL de solução $HC\ell$

$X_A = \frac{15 \cdot 0,10}{1000} \Rightarrow X_A = 1,5 \cdot 10^{-3}$ mol de $HC\ell$

Portanto, a quantidade de matéria de NaOH que reagiu foi igual a $1,5 \cdot 10^{-3}$ mol. Assim:

$1,5 \cdot 10^{-3}$ mol de NaOH ——— 10 mL de solução

X_B ——— 1 000 mL de solução

$X_B = \frac{1000 \cdot 1,5 \cdot 10^{-3}}{10} \Rightarrow X_B = 0,15$ mol de NaOH/L

42 Alternativa d.

Massa molar do $CaCO_3$ = 100 g/mol

1 mol de $CaCO_3$ ——— 100 g de $CaCO_3$

x ——— 25 g de $CaCO_3$

$x = \frac{25 \cdot 1}{100} \Rightarrow x = 0,25$ mol de $CaCO_3$

Como a proporção estequiométrica entre $CaCO_3$ e H_2SO_4 é de 1 : 1, reagem 0,25 mol de H_2SO_4.

1 L de solução ——— 0,50 mol de H_2SO_4

y ——— 0,25 mol de H_2SO_4

$y = \frac{0,25 \cdot 1}{0,50} \Rightarrow y = 0,5$ L ou 500 mL de solução

43 Alternativa e.

$NH_3(aq) + HC\ell(aq) \rightarrow NH_4C\ell(aq)$

1 mol de $HC\ell$ ——— 1000 mL de solução $HC\ell$

X_A ——— 30 mL de solução $HC\ell$

$X_A = \frac{30 \cdot 1}{1000} \Rightarrow X_A = 0,03$ mol de $HC\ell$

0,03 mol de NH_3 ——— 5 mL de amostra

X_B ——— 1000 mL de amostra

$X_B = \frac{1000 \cdot 0,03}{5} \Rightarrow X_B = 6$ mol de NH_3/L

44 a) Equação da reação:

$2\ HC\ell(aq) + Ba(OH)_2(aq) \rightarrow BaC\ell_2(aq) + 2\ H_2O(\ell)$

Cálculo da quantidade de matéria de $Ba(OH)_2$ que reage:

0,01 mol de $Ba(OH)_2$ ——— 1000 mL de solução

x ——— 100 mL de solução

$x = \frac{100 \cdot 0,01}{1000} \Rightarrow x = 0,001$ mol de $Ba(OH)_2$

Como a proporção estequiométrica entre $HC\ell$ e $Ba(OH)_2$ é de 2 : 1, reagem 0,002 mol de $HC\ell$.

Cálculo do volume de solução de $HC\ell$ 0,002 mol/L:

0,02 mol de $HC\ell$ ——— 1000 mL de solução

0,002 mol de $HC\ell$ ——— y

$y = \frac{0,002 \cdot 1000}{0,02} \Rightarrow y = 100$ mL de solução

Portanto, são necessários 100 mL de solução de ácido clorídrico, $HC\ell$, 0,002 mol/L.

b) $HC\ell(aq) + NaOH(aq) \rightarrow NaC\ell(aq) + H_2O(\ell)$

Cálculo da quantidade de matéria de $HC\ell$ que reagiu:

0,10 mol de $HC\ell$ ——— 1000 mL de solução

z ——— 5 mL de solução

$z = \frac{5 \cdot 0,10}{1000} \Rightarrow z = 5 \cdot 10^{-4}$ mol de $HC\ell$

Como a proporção estequiométrica entre $HC\ell$ e NaOH é de 1 : 1, reagem $5 \cdot 10^{-4}$ mol de NaOH.

1 mol de NaOH ——— 1000 mL de solução

$5 \cdot 10^{-4}$ mol de NaOH ——— w

$w = \frac{5 \cdot 10^{-4} \cdot 1000}{1} \Rightarrow w = 0,5$ mL de solução

Portanto, são necessários 0,5 mL de solução de NaOH 1 mol/L.

45 Alternativa d.

$MM_{NaHCO_3} = 84$ g/mol

$HC\ell(aq) + NaHCO_3(aq) \rightarrow NaC\ell(aq) + H_2O(\ell) + CO_2(g)$

$1 \cdot 36,5$ g ——— 1,84 g

1 mol de $HC\ell$ ——— 36,5 g

0,1 mol de $HC\ell$ ——— 3,65 g

3,65 g ——— 1 000 mL

x ——— 250,0 mL

$x = 0,91$ g de $HC\ell$

$1 \cdot 36,5$ g de $HC\ell$ ——— 1,84 g de $NaHCO_3$

0,91 g de $HC\ell$ ——— y

$y = 2,1$ g de $NaHCO_3$

46 Alternativa b.

$BaC\ell_2(aq) + Na_2SO_4(aq) \rightarrow 2\ NaC\ell(aq) + 1\ BaSO_4(ppt)$

Como 1 mol de $BaC\ell_2$ reage com 1 mol de Na_2SO_4, o Na_2SO_4 está em excesso (o dobro da concentração). Assim, precisamos da metade do volume da solução de Na_2SO_4 para obtermos a máxima quantidade de $BaSO_4$.

47 a) Cálculo da massa de $HC\ell$ em 15 mL de solução:

0,73 g de $HC\ell$ ———— 250 mL de solução de $HC\ell$

x ———— 15 mL de solução de $HC\ell$

$$x = \frac{15 \cdot 0,73}{250} \Rightarrow x = 0,0438 \text{ g de } HC\ell$$

Dada a massa molar do $HC\ell$ = 36,5 g/mol, temos:

1 mol de $HC\ell$ ———— 36,5 g de $HC\ell$

y ———— 0,0438 g de $HC\ell$

$$y = \frac{0,0438 \cdot 1}{36,5} \Rightarrow y = 1,2 \cdot 10^{-3} \text{ mol de } HC\ell$$

$2\ HC\ell(aq) + Ca(OH)_2(aq) \rightarrow CaC\ell_2(aq) + 2\ H_2O(\ell)$

Como a proporção estequiométrica entre $HC\ell$ e $Ca(OH)_2$ é de 2 : 1, conclui-se que reagiu a metade, ou seja, $0,6 \cdot 10^{-3}$ mol de $Ca(OH)_2$. Assim:

$0,6 \cdot 10^{-3}$ mol de $Ca(OH)_2$ ———— 25 mL de solução

z ———— 1000 mL de solução

$$z = \frac{1000 \cdot 0,6 \cdot 10^{-3}}{25} \Rightarrow z = 0,024 \text{ mol de } Ca(OH)_2/L$$

b) $2\ HC\ell(aq) + Ca(OH)_2(aq) \rightarrow CaC\ell_2(aq) + 2\ H_2O(\ell)$

48 Alternativa c.

Um mol da base reage com dois mol do ácido, portanto temos:

$$2 \cdot \mathcal{M}_{ácido} \cdot V_{ácido} = \mathcal{M}_{base} \cdot V_{base} \Rightarrow 2 \cdot \mathcal{M}_{ácido} = \frac{1 \cdot 26}{1}$$

$$\mathcal{M}_{ácido} = \frac{26}{2}$$

$$\mathcal{M}_{ácido} = 13 \text{ mol/L}$$

49 Alternativa d.

$HC\ell(aq)$	+	$NaOH(aq)$	$\rightarrow$	$NaC\ell(aq)$	+	$H_2O(\ell)$
1 mol		1 mol		1 mol		1 mol

7 mL de solução 0,09 mol/L de NaOH

0,09 mol de NaOH ———— 1000 mL

x ———— 7 mL

$$x = \frac{7 \cdot 0,09}{1000} \Rightarrow x = 6,3 \cdot 10^{-4} \text{ mol de NaOH}$$

Logo, reagiu $6,3 \cdot 10^{-4}$ mol de $HC\ell$

$6,3 \cdot 10^{-4}$ mol de $HC\ell$ ———— 5 mL

y ———— 1000 mL

$$y = \frac{1000 \cdot 6,3 \cdot 10^{-4}}{5} \Rightarrow y = 0,126 \text{ mol de } HC\ell$$

Concentração de $HC\ell$ = 0,126 mol/L

Capítulo 5 – Propriedades coligativas

Este capítulo trata do estudo qualitativo das propriedades coligativas das soluções ideais. Compara-se a variação de pressão de vapor, temperatura de ebulição, temperatura de solidificação e pressão osmótica do solvente puro em relação à solução ideal desse solvente.

Objetivos

- Compreender as propriedades coligativas provocadas pela adição de um soluto em um solvente na formação de uma solução ideal.
- Compreender os fenômenos da tonoscopia, ebulioscopia, crioscopia e pressão osmótica.
- Relacionar a temperatura de ebulição e de solidificação com a pressão de vapor.
- Analisar e interpretar os gráficos da pressão de vapor em função da temperatura.
- Relacionar a pressão de vapor de um solvente e de uma solução ideal submetidos a determinada pressão atmosférica.
- Compreender e estabelecer possíveis relações entre pressão de vapor e altitude.
- Relacionar temperatura de ebulição e pressão de vapor por meio da interação que ocorre entre as moléculas.
- Reconhecer os efeitos coligativos em fenômenos da natureza e do cotidiano.
- Distinguir soluções isotônica, hipotônica e hipertônica.

Conteúdos específicos indispensáveis para a sequência dos estudos:

- Efeitos coligativos: crioscopia, tonoscopia, ebulioscopia e pressão osmótica.
- Gráficos da pressão de vapor × temperatura.

Comentários e sugestões

Uma forma de iniciar a aula é destacar as perguntas que são feitas sobre as imagens apresentadas na página 101. Na busca de respostas, os conceitos químicos sobre as propriedades coligativas podem ser apresentados.

Os gráficos da pressão de vapor e temperatura devem ser interpretados e discutidos pelos alunos, sob a orientação do professor.

É interessante trabalhar em sala de aula o boxe **Curiosidade**: Como funciona a panela de pressão? Para verificar se os alunos estão compreendendo os conceitos envolvidos no fenômeno, solicite que façam um gráfico da variação da pressão interna na panela de pressão em função da temperatura do início ao fim do "cozimento do feijão". Isso poderia ser uma forma de avaliação.

Lembre sempre aos alunos que os efeitos coligativos dependem exclusivamente da quantidade de partículas de soluto dispersas no solvente e não do tipo específico de soluto.

Uma sugestão de atividade é dividir a sala em grupos e pedir a cada um que elabore uma apresentação de no máximo 10 minutos sobre um determinado método de obtenção de água doce a partir da água do mar (ou da água salobra), discutindo vantagens e desvantagens (dois desses métodos são discutidos na página 119). Podem ser trabalhados apenas esses dois métodos ou, dependendo do planejamento do professor e do interesse da classe, podem ser incluídos os processos de eletrodiálise e permuta iônica como pesquisa.

É um bom momento para avaliar a participação e a oralidade dos alunos, agindo mais como observador do que articulador das ideias.

Experimento

Como "pescar" um cubo de gelo com um barbante?

Este experimento pode ser feito pelo professor de forma demonstrativa.

À medida que for realizando a parte experimental, vá discutindo com seus alunos possíveis conceitos que foram estudados e como estão relacionados com esta atividade.

Investigue

1. O sal abaixa o ponto de fusão do gelo, ou seja, ele começa a descongelar. Ao mesmo tempo, a água que está em volta do gelo passa a ficar sólida. Quando isso ocorre, o barbante que está em cima do gelo congela junto com água, ficando preso e por isso, é possível "pescar" o cubo de gelo.
2. Sim, pois a adição de qualquer soluto não volátil a um solvente dá origem a uma solução cuja solidificação tem início a uma temperatura mais baixa que a temperatura de solidificação do solvente puro.

Resolução dos exercícios

1 Alternativa a.

II. Errado. Mesmo após o sistema ter atingido a pressão máxima de vapor do líquido, continua havendo evaporação de moléculas do líquido e condensação de moléculas de vapor. Apenas o número de moléculas que evaporam e que condensam é o mesmo.

IV. Errado. A concentração do vapor depende de volatilidade do líquido, da pressão externa e da temperatura.

2 Alternativa d.

A pressão de vapor da solução é tanto menor quanto maior for o número de partículas de soluto dissolvidas. Considerando $\alpha\% = 100\%$, para todas as soluções.

3 Alternativa d.

Em 1 mol de sacarose, você tem $6{,}02 \cdot 10^{23}$ partículas. Em 0,5 mol de $NaC\ell$, em água, você tem $2 \cdot 0{,}5 \cdot 6{,}02 \cdot 10^{23}$ partículas (lembre-se que, em água, o $NaC\ell$ está sob a forma de Na^{1+} e $C\ell^{1-}$. Portanto, um mol de $NaC\ell$ origina 2 mol de partículas). Desta forma, o número total de partículas será de $12{,}04 \cdot 10^{23}$ partículas (ou $1{,}20 \cdot 10^{24}$ partículas).

4 Alternativa d.

Ao molhar o balão com água fria, provoca-se uma condensação parcial do vapor de água presente no interior do balão. Essa condensação faz que a pressão sobre a água diminua, o que acaba provocando uma diminuição da temperatura de ebulição da água.

5 Alternativa a.

CO_2 é uma substância gasosa nas condições ambientais, para começar a condensar, a pressão precisaria ser bastante elevada.

Br_2 é uma substância líquida nas condições ambientes, mas é um líquido volátil, isto é, com pressão de vapor tão grande que a substância evapora com razoável facilidade nas condições ambientes. É um líquido com baixa temperatura de ebulição.

Hg é um metal líquido nas condições ambientes, mas não é um líquido volátil, isto é, a sua temperatura de ebulição é elevada (357 °C). Isso faz com que a pressão de vapor desse líquido seja pequena.

6 Alternativa b.

Água < Etanol < Éter

O líquido mais volátil tem maior pressão de vapor.

7 Alternativa e.

A temperatura de ebulição depende da pressão atmosférica local. Um líquido entra em ebulição quando sua pressão de vapor se iguala à pressão atmosférica local. A água, por exemplo, pode entrar em ebulição:

- a 0 °C (sob pressão de 4,6 mm de Hg);
- a 70 °C (sob pressão de 234 mm de Hg);
- a 100 °C (sob pressão de 760 mm de Hg).

8 Alternativa a.

A panela de pressão fechada apresenta uma pressão maior, ou seja, entra em ebulição a uma temperatura mais alta. Isso proporciona um ganho no tempo, pois, se a temperatura é maior, gastará um tempo menor para que possa fazer o cozimento dos alimentos. Em contrapartida, a panela aberta entra em ebulição, primeiro porque a pressão é menor e, consequentemente, a temperatura também.

9 Alternativa a.

10 Alternativa a.

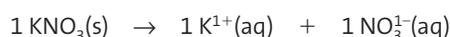
A explicação II está errada porque a adição de sal faz com que a pressão de vapor da água diminua, devido

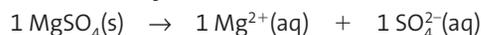
às interações entre as partículas constituintes do sal com as moléculas de água. A explicação III está errada porque a adição de sal provoca sim um aumento da temperatura de ebulição da água, conforme dito da explicação I.

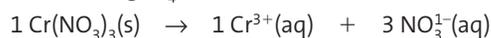
11 Alternativa c.
Em estradas cobertas de neve, o que se deseja é manter a água na fase sólida, evitando que ocorra fusão, situação em que o risco de derrapagens e acidentes é muito grande.
O cloreto de sódio forma com a água uma solução com ponto de solidificação menor que o da água pura, pois sua dissolução é exotérmica, ou seja, libera calor para o meio ambiente e, portanto, a solução 'mais fria'.
A areia (dióxido de silício) aumenta a aderência dos pneus ao solo, diminuindo o risco de derrapagem.

12 Alternativa e.

13 Alternativa c.
Quanto maior a concentração de partículas, menor o ponto de congelação ou solidificação. Considerando $\alpha = 100\%$:

$1\ KNO_3(s) \rightarrow 1\ K^{1+}(aq) + 1\ NO_3^{1-}(aq)$

1 mol de KNO_3 fornece 2 mol de íons em solução.

$1\ MgSO_4(s) \rightarrow 1\ Mg^{2+}(aq) + 1\ SO_4^{2-}(aq)$

1 mol de $MgSO_4$ fornece 2 mol de íons em solução.

$1\ Cr(NO_3)_3(s) \rightarrow 1\ Cr^{3+}(aq) + 3\ NO_3^{1-}(aq)$

1 mol de $Cr(NO_3)_3$ fornece 4 mol de íons em solução.
A solução de $Cr(NO_3)_3$ tem ponto de congelação mais baixo que as soluções dos outros dois sais.

14 Alternativa b.
O peixe de água doce é hipotônico e a água do mar é hipertônica; isso faz que o peixe perca água para o meio (sofra desidratação).

15 Alternativa a.

16 Alternativa e.

17 Alternativa e.
A osmose é um fenômeno que ocorre quando duas soluções entram em contato para manter o equilíbrio das concentrações entre elas, ou seja, fazer com que duas soluções fiquem com as mesmas concentrações do soluto.
O sal, em contato com a carne, irá desidratá-la, porque como o sal é solúvel na água, a tendência é manter iguais as concentrações dentro e fora da carne.

18 Alternativa e.
Hipertônica = solução mais concentrada que outra, mais soluto (planta).
Hipotônica = menos concetrada, mais solvente (água).

Compreendendo o mundo

É importante que tudo o que foi estudado em relação à poluição da água tenha sensibilizado o aluno para o problema de modo que ele queira tomar alguma atitude a respeito, seja economizar água em casa, na escola, seja elaborar uma campanha para conscientizar a comunidade. Incentive esse tipo de atitude e considere-a como um item importante de avaliação de seus alunos.

Unidade 3 – Poluição térmica

O tema central desta unidade é poluição térmica. Trata-se de um tipo de poluição pouco discutida, que ocorre sem alarde, praticamente invisível, e que por isso tende a ser relegada como se fosse um problema menor. É um engano. A poluição térmica pode afetar sensivelmente o meio ambiente causando uma série de mudanças e desequilíbrios no ecossistema. Estar consciente de suas implicações e de suas formas de controle nos levará a tomar uma posição sobre o assunto e a agir da melhor forma em relação ao problema.

Antes de iniciar o estudo da unidade sugerimos que os alunos assistam ao vídeo: "SOS Meio Ambiente" (disponível em: <www.youtube.com/watch?v=TuIbDzAwXMg>. Acesso em: 20 mar. 2016), que tem duração de 4min57s. Ele apresenta o meio ambiente em duas versões: águas limpas, florestas intactas que contrastam com queimadas, peixes mortos, chaminés das indústrias lançando poluentes. No decorrer do vídeo, aparecem algumas frases para reflexões relacionadas a consumismo, um problema atual da maior gravidade que será tratado em detalhes no Volume 3.

Como justificar para o aluno a importância do que ele irá aprender agora?

Vamos estudar a energia envolvida nas reações químicas começando por aquelas que ocorrem em nosso organismo quando retiramos energia dos alimentos e a usamos para manter nossos órgãos vitais em funcionamento, para dançar, correr, nadar, jogar bola ou ler um bom livro de Química (por que não?).

Mostraremos que algumas transformações ocorrem com liberação de energia e outras com absorção de energia e que podemos utilizar esse fenômeno para realizar trabalho a nosso favor, como, por exemplo, na queima de combustíveis para movimentar veículos e máquinas ou em trocadores de calor (refrigeradores) para conservar nosso alimento e fornecer a água gelada tão importante em tempos de aquecimento global.

Falaremos também como os químicos fazem para controlar a velocidade das reações para a obter produtos de interesse industrial com maior rapidez e rendimento ou, ao contrário, para tornar mais lentas as reações que levam à degeneração de certos produtos, como remédios, cosméticos, alimentos, para que eles se mantenham em condições de consumo por mais tempo.

Sugira então que o aluno use toda sua energia e rapidez para começar logo essa unidade.

Sobre como desenvolvemos o conteúdo

No estudo da Termoquímica procuramos enfocar temas que fossem diretamente ao encontro dos interesses do aluno, como alimentação e nutrição, calorias dos alimentos, obtenção e gasto de energia.

Trabalhamos o conceito de entalpia a partir da definição de reações exotérmicas e endotérmicas e mostramos como é possível, por meio da análise de um gráfico, determinar se uma reação química absorve ou libera calor.

Nessa unidade também trabalhamos com cálculos de proporção (regra de três), para encontrar a quantidade de calor absorvida ou liberada por determinada reação e eventualmente utilizado na realização de trabalho.

Incluímos nessa unidade o estudo da Cinética química porque são temas diretamente relacionados. Para que uma reação ocorra os reagentes devem atingir o complexo ativado, que representa sempre um processo de absorção de energia. O que vai definir, a partir do complexo ativado, se uma reação é exotérmica ou endotérmica é justamente o valor de ΔH.

Capítulo 6 – Reações exotérmicas e endotérmicas

Este capítulo inicia o estudo da Termoquímica. Por meio de uma análise de alimentos, assunto do dia a dia, são abordados os conceitos de calor e caloria, absorção e liberação de energia.

Os processos endotérmicos e exotérmicos são discutidos também nas mudanças de estados físicos, principalmente aquelas que visam a realização de trabalho como nos refrigeradores domésticos, e nas reações químicas, com ênfase nas reações de combustão.

Este capítulo aborda também os conceitos de entalpia-padrão de combustão e entalpia-padrão de formação das substâncias. Apresenta a lei de Hess, em que a variação de entalpia de uma reação química pode ser obtida por meio da soma de uma sequência de reações cujos valores de variação de entalpia foram determinados experimentalmente.

Além disto, mostra também outras duas formas de calcular o valor da variação de entalpia de uma reação química. A primeira se baseia nos valores tabelados de entalpias de formação dos reagentes e produtos, e a segunda na energia de ligação das substâncias que participam da reação.

Objetivos

- Analisar e compreender, de maneira geral, dados sobre composição dos alimentos.
- Entender de onde vem a energia dos alimentos.
- Compreender, de modo geral, como os seres vivos obtêm energia dos alimentos.
- Calcular a energia fornecida pelos alimentos em função de sua composição.
- Conceituar reações endotérmicas e exotérmicas.
- Analisar e interpretar gráficos referentes a reações exotérmicas e endotérmicas.
- Aplicar o conceito dos processos endotérmicos e exotérmicos nas mudanças de estados físicos e nas transformações químicas.
- Contextualizar o assunto com problemas ambientais, como o *smog* e o efeito estufa.
- Analisar a energia liberada de um combustível, a partir de valores do calor de combustão.
- Reconhecer e compreender as reações químicas de formação de um mol da substância, considerando que os reagentes estejam na forma mais estável.
- Analisar e compreender tabelas que trazem os valores de entalpia de formação.
- Determinar variação de uma reação química aplicando a lei de Hess.
- Compreender e determinar o cálculo da variação de entalpia de uma reação química, por meio dos valores de entalpia de formação dos reagentes e produtos que são fornecidos.
- Conceituar energia de ligação.
- Entender os procedimentos utilizados para efetuar cálculos utilizando os valores de energia de ligação.

Conteúdos específicos indispensáveis para a sequência dos estudos

- Processos endotérmicos e exotérmicos: reações químicas e estados físicos.
- Gráficos dos processos: endotérmicos e exotérmicos.
- Entalpia-padrão de formação.
- Entalpia-padrão de combustão.
- Aplicação da lei de Hess.
- Formas de calcular variação de entalpia de uma reação química: com base nos valores de entalpia de formação dos reagentes e produtos e por meio da energia de ligação.

Comentários e sugestões

Inicie a aula discutindo o significado da composição dos alimentos. Deixe que os alunos expressem suas ideias sem ainda interferir nos conceitos que possam estar errados. Conduza a discussão abordando os conceitos químicos que julgar mais importantes.

Peça aos alunos que resolvam em grupos alguns exercícios sobre o cálculo de caloria dos alimentos. É importante fazer a correção na lousa para sanar possíveis dúvidas, inclusive as relacionadas à conversão de unidades de calor.

Ressalte, sempre que possível, que o calor é uma forma de energia em trânsito (conceito já trabalhado no Volume 1).

Sobre os cálculos referentes à quantidade de calor e calor latente, é interessante a integração entre a Física e a Química. Durante o planejamento escolar, veja a possibilidade de essa integração ocorrer para que quando esses cálculos forem solicitados em Química já sejam de conhecimento dos alunos.

Discuta e auxilie os alunos a interpretar o calor envolvido nas reações químicas e nas mudanças de estados físicos. Tente sempre que possível fazer associações com fatos cotidianos.

Caso tenha tempo e interesse, convide um profissional da área de nutrição para discutir em classe os cuidados e as escolhas que devemos fazer para conseguir uma alimentação balanceada, que mantenha e promova a nossa saúde.

Experimento

Calor e trabalho

Este experimento pode ser realizado de forma demonstrativa pelo professor durante as discussões em sala de aula.

Investigue

1. Não queima. Quando colocamos o copo de papel com água sob a chama, a temperatura do sistema começa a aumentar progressivamente até atingir 100 ºC (sob pressão de 1 atm). Nesse momento a água entra em ebulição e a temperatura para de subir, ou seja, todo o calor fornecido pela chama passa a ser utilizado para mudar o estado da água de líquido para vapor. Enquanto a água líquida estiver passando para vapor, a temperatura do sistema permanece constante.
2. Quando toda a água líquida tiver passado para vapor, a temperatura do sistema começará a subir até atingir 230 ºC que é a temperatura necessária para que o papel comece a queimar.
3. Não. O calor da chama é absorvido pela água que se encontra no interior do balão, impedindo que o látex amoleça e o balão estoure.

Conversa com o professor

Os três primeiros princípios da termodinâmica

A Termodinâmica é uma ciência que estuda as transformações dos diversos tipos de energia ligados à transferência de calor e trabalho entre o(s) sistema(s) e o meio ambiente.

A Termoquímica é uma parte da Termodinâmica que estuda as trocas de calor desenvolvidas durante uma reação química entre o sistema e o meio ambiente, além do possível aproveitamento desse calor na realização de trabalho.

Sendo assim, julgamos proveitoso ter uma visão global dos princípios fundamentais da termodinâmica antes de centralizar nosso estudo especificamente na termoquímica. Para isso, é importante estabelecer algumas definições e conceitos:

Sistema: chamamos sistema a uma parte isolada do universo físico cujas propriedades estão sendo estudadas.

Fronteira: são os limites que definem o espaço físico do sistema, separando-o do resto do Universo.

Vizinhança ou meio ambiente: é a porção do Universo que rodeia as fronteiras do sistema e que pode, na maioria dos casos, interagir com ele.

A quantidade de calor, Q, cedida ou recebida por um corpo depende da massa, m, da variação de temperatura, Δt, e do calor específico do material, c, determinado experimentalmente.

$$Q = m \cdot c \cdot \Delta t$$

Princípio zero

A condição fundamental para que a energia possa ser transferida de um corpo a outro na forma de calor é que haja diferença de temperatura entre os corpos.

A energia na forma de calor só flui de um corpo de maior temperatura (mais quente) para outro de menor temperatura (mais frio). A menos que um dos corpos esteja mudando de fase de agregação, os corpos envolvidos na troca de calor tendem a adquirir uma temperatura igual e intermediária dentre as que apresentavam individualmente. A constatação desse fenômeno resulta no enunciado do princípio zero da termodinâmica:

"Sistemas em contato térmico, em que estão envolvidas trocas de calor, só estarão em equilíbrio completo um com o outro quando tiverem atingido a mesma temperatura, isto é, a mesma agitação térmica entre suas partículas constituintes."

O trabalho, assim como o calor, é uma forma na qual a energia pode ser transferida diretamente de um sistema a outro ou entre um sistema e o meio ambiente. O trabalho não existe como tal antes ou depois da transferência, somente durante. Não podemos dizer que o sistema ou o meio ambiente 'contém trabalho', mas apenas que possui capacidade de fornecer ou de absorver trabalho. Concluindo: o trabalho é uma energia em trânsito.

A diferença fundamental entre calor e trabalho é que para a energia ser transferida de um corpo a outro na forma de trabalho não é necessário que haja diferença de temperatura entre os corpos. Resumindo, podemos dizer:

Calor é a troca de energia sob influência de diferenças de temperatura.

Trabalho é a troca de energia sem influência de diferenças de temperatura.

Todo sistema possui ainda determinado conteúdo energético, que engloba sua energia externa e interna.

Energia externa: está relacionada a fatores como o movimento do sistema ao longo do espaço e sua posição no campo gravitacional.

Energia interna: está relacionada a fatores como as atrações intermoleculares, os movimentos de rotação, translação e vibração de moléculas, íons e átomos, assim como dos elétrons e dos núcleons que compõem os átomos.

A Termodinâmica, e especificamente a Termoquímica, estuda principalmente os aspectos relacionados à energia interna, U, dos sistemas, pois, em última análise, as reações químicas se resumem justamente em uma variação de energia interna, ΔU, dos sistemas.

Primeiro princípio

Quando ocorre troca de calor entre um sistema e o meio ambiente, com consequente realização de trabalho pelo (ou sobre o) sistema, a diferença entre o calor, Q, trocado e o trabalho, T, realizado é igual à variação da energia interna do sistema, ΔU.

A variação da energia interna, ΔU, é fornecida pela diferença entre a energia interna final, U_f, e a energia interna inicial, U_i, do sistema.

$\Delta U = U_f - U_i$ e $\Delta U = Q - T$ ou $U_f - U_i = Q - T$

Essa constatação é enunciada como o primeiro princípio da termodinâmica.

A variação de energia interna, ΔU, de um sistema é igual à diferença entre o calor, Q, trocado com o meio ambiente e o trabalho, T, realizado pelo (ou sobre o) sistema.

Em um trabalho de expansão (+): $\Delta U = Q - T$.

Em um trabalho de compressão (–): $\Delta U = Q - (-T)$ $\therefore \Delta U = Q + T$.

Quando uma transformação de estado de um sistema gasoso ocorre sem que haja troca de calor entre o sistema e o meio ambiente, Q = zero, essa transformação é denominada adiabática.

Em uma expansão adiabática, como $Q = 0$:
$\Delta U = 0 - T \Rightarrow \Delta U = -T$.

Em uma compressão adiabática, como $Q = 0$:
$\Delta U = 0 - (-T) \Rightarrow \Delta U = +T$.

Variação da energia interna

Chamamos Q_V ao calor trocado a volume constante e Q_P ao calor trocado a pressão constante. Como a variação da energia interna, ΔU, está relacionada ao calor trocado, Q, o cálculo de ΔU depende do tipo de transformação, isocórica ou isobárica, sofrido pelo sistema.

Transformação isocórica: volume constante.

Sabemos que: $T = P \cdot \Delta V$.

Numa transformação isocórica, $\Delta V = 0$ e $T = 0$.

Como $\Delta U = Q - T$, se $T = 0$,

então: $\Delta U = Q_V$

Na transformação isocórica, a variação da energia interna do sistema é igual ao calor trocado a volume constante.

Transformação isobárica: pressão constante.

A energia interna do sistema será calculada por:

$\Delta U = Q_P - T$

Como, $T = P \cdot \Delta V$

Assim: $U_f - U_i = Q_P - P \cdot (V_f - V_i)$

Logo, $Q_P = U_f - U_i + P \cdot (V_f - V_i)$

e $Q_P = U_f - U_i + P \cdot V_f - P \cdot V_i$

De onde $Q_P = (U_f + P \cdot V_f) - (U_i + P \cdot V_i)$

Então $Q_P = \Delta(U + P \cdot V)$

A quantidade $U + P \cdot V$ é denominada entalpia, H, do sistema ou conteúdo calorífico.

A variação $\Delta(U + P \cdot V)$ é igual à variação de entalpia, ΔH, que é igual ao calor trocado à pressão constante, Q_P.

Assim, definimos, à pressão constante:

$H = U + P \cdot V \rightarrow$ entalpia

$H_f = U_f + P \cdot V_f \rightarrow$ entalpia no estado final

$H_i = U_i + P \cdot V_i \rightarrow$ entalpia no estado inicial

$\Delta H = H_f - H_i \rightarrow$ variação de entalpia

Concluindo:

Numa transformação isobárica, a variação da energia interna, ΔU, do sistema é igual à diferença entre o calor trocado à pressão constante, Q_P, e o trabalho realizado, $P \cdot \Delta V$.

Como o trabalho trocado à pressão constante, Q_P, é igual à variação de entalpia, ΔH, então:

$\Delta U = \Delta H - P \cdot \Delta V$

Segundo princípio

Vimos que o calor (*Q*) e o trabalho (*T*) são duas formas diferentes de energia em trânsito.

Essas formas de energia podem ser interconvertidas. O calor pode ser usado para realizar trabalho, e é possível converter trabalho em calor.

O consumo de determinada quantidade de trabalho (*T*), de qualquer origem, produz sempre a mesma quantidade de calor (*Q*) e vice-versa.

Assim, podemos dizer que a relação trabalho/calor é sempre constante:

$$\frac{T}{Q} = \text{constante}$$

As grandezas trabalho e quantidade de calor devem ser expressas em joules, J, de acordo com o Sistema Internacional de unidades, SI.

Uma outra unidade admitida provisoriamente pelo SI (e ainda muito utilizada em Química) para expressar quantidade de calor é a caloria, cal.

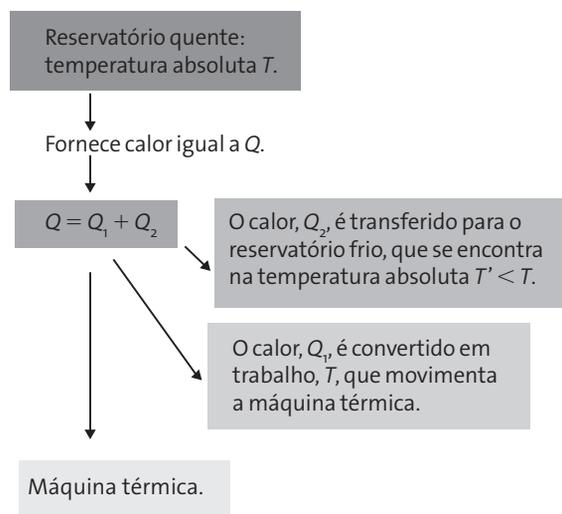
$$1 \text{ cal} = 4{,}1868 \text{ J} \therefore 1 = 4{,}1868 \text{ J} \cdot \text{cal}^{-1}$$

É importante observar o seguinte:

Para uma partícula ou um conjunto pequeno de partículas, os conceitos de calor e trabalho não se aplicam. A diferença entre calor e trabalho só é estabelecida para sistemas macroscópicos. Portanto, a Termodinâmica só estuda esse tipo de sistema.

É impossível a conversão integral de calor em trabalho. Apesar de a lei da conservação da energia permitir teoricamente a conversão total de calor em trabalho, na prática essa conversão será sempre parcial. Essa constatação é enunciada como o segundo princípio da termodinâmica.

É impossível extrair calor de um reservatório quente e convertê-lo em trabalho sem que, durante a operação, uma parte desse calor seja transferida a outro reservatório frio.

Assim, se tivermos um reservatório quente que forneça uma quantidade de calor, $Q = Q_1 + Q_2$, parte desse calor, por exemplo, Q_1, poderá ser usada para movimentar uma máquina térmica, convertendo-se em trabalho, *T*, mas uma outra parte desse calor, Q_2, deverá ser transferida para um reservatório frio, que pode inclusive ser o ar atmosférico.

Conversa com o professor

O desenvolvimento do termômetro

Em maior ou menor grau, todas as substâncias se dilatam ou se expandem com o aumento de temperatura. Na Antiguidade, os gregos de Alexandria, por exemplo, já sabiam que o ar sofre expansão ao ser aquecido.

Os termômetros (instrumentos utilizados para medir a temperatura) contêm um fluido que pode ser um gás (em geral o ar) ou um líquido (como mercúrio ou álcool). Esse fluido expande-se ou se contrai de acordo com a temperatura do sistema que esteja em contato com o termômetro, até que o equilíbrio térmico seja estabelecido. Nesse ponto, é só ler a temperatura do sistema na escala do termômetro. Para cada grau Celsius de variação de temperatura, o volume dos fluidos expande-se na seguinte proporção:

Substância	Expansão aproximada
Álcool	1,00 parte em 1 000
Mercúrio	2,00 partes em 10 000
Ar	3,67 partes em 1 000

O mercúrio mede uma faixa extensa de temperatura; o álcool mede uma faixa menor. O gás, cuja capacidade de expansão é cerca de quatro vezes maior que a do mercúrio, é usado apenas para detectar pequenas variações de temperatura dentro de uma faixa bem estreita.

No século XVIII o astrônomo dinamarquês Ole Christensen Römer (1644-1710) — o primeiro cientista

a medir a velocidade da luz (em aproximadamente 210 000 km/s, valor abaixo do considerado atualmente) — percebeu que uma escala termométrica necessitava de dois pontos fixos para poder ser usada cientificamente — uma temperatura de congelamento e uma temperatura de ebulição.

Römer projetou seu termômetro em 1708, usando o álcool como líquido e para obter a temperatura de congelamento empregou primeiro uma mistura de água e gelo; depois, ao que tudo indica uma mistura de gelo e cloreto de amônio. Para a temperatura de ebulição, ele considerou a temperatura da água fervendo e dividiu o espaço entre os dois pontos em 60 graus.

Römer não recebeu o reconhecimento devido por seu trabalho. O crédito para a escala com dois pontos fixos — ou melhor, para uma modificação dela — foi concedido ao físico alemão Gabriel Daniel Fahrenheit (1686-1736), que, após uma visita a Römer, em 1708, começou a produzir seus próprios termômetros.

Alguns historiadores dizem que Fahrenheit se enganou, a princípio, quanto aos detalhes da escala de Römer. Por exemplo, apesar de ter compreendido a necessidade de dois pontos fixos, tomou como o ponto mais elevado da escala a temperatura do sangue em vez da temperatura do ponto de ebulição da água.

Em contrapartida, Fahrenheit descobriu um método especial para purificar o mercúrio e foi o primeiro a utilizá-lo como fluido em termômetros, o que gerou progressos significativos nesse campo, pois o mercúrio abrange um intervalo mais amplo de temperatura; as medidas podem ser facilmente reproduzidas nas mesmas condições. Ele aperfeiçoou sua escala passando a usar como pontos de referência as temperaturas de fusão do gelo (32 °F) e de ebulição da água (212 °F), à pressão atmosférica, e dividiu esse intervalo (212 – 32) em 180 partes (grau Fahrenheit).

Em 1742, o astrônomo, físico e matemático sueco Anders Celsius (1701-1744) propôs uma nova escala termométrica, publicada pela Real Sociedade Sueca. Inicialmente Celsius escolheu o “zero grau” como sendo o ponto de ebulição da água, atribuindo os “100 graus” ao ponto de congelamento. Mais tarde, o biólogo sueco Carolus Linnaeus (1707-1778) inverteu esses pontos, surgindo, assim, a escala “centígrada” (que significa literalmente “dividida em cem graus”). Em 1948 o nome dessa escala viria a ser oficialmente alterado para “escala Celsius”.

Lembre-se de que a temperatura é uma medida da agitação térmica das partículas que constituem a matéria. A temperatura é diretamente proporcional à energia cinética das partículas de um corpo. A diferença é que a temperatura não depende da massa, enquanto a energia cinética depende.

Mais ou menos na mesma época em que Celsius publicou sua escala, o cientista francês René-Antoine Ferchault Réaumur (1683-1757), que fazia experimentações com um termômetro de álcool, concluiu que essa substância tem uma expansão da ordem de 80 partes por mil entre o ponto de congelamento e o ponto de ebulição da água.

Conversão:

$$\frac{°C}{5} = \frac{°R}{4} = \frac{°F - 32}{9}$$

Em 1730, produziu então uma escala termométrica de 80 graus, que foi muito utilizada durante algum tempo na Europa Ocidental. Naquela época, os conceitos de temperatura e calor ainda não estavam bem definidos. Para o calor, por exemplo, havia duas concepções principais:

A primeira baseava-se no fato bem conhecido desde a Antiguidade de que o calor podia ser produzido pela fricção de dois corpos. Essa ideia foi sustentada por Robert Boyle (1627-1691), John Locke (1632-1704) e Daniel Bernoulli (1700-1782), que afirmavam que o calor era uma forma de movimento, possivelmente uma vibração.

A segunda apoiava-se no fenômeno de mistura de duas substâncias que se encontram a temperaturas diferentes. Tal fenômeno podia ser interpretado facilmente considerando o calor como um fluido elástico, indestrutível e imponderável, denominado calórico. Foi o físico William Clenghorn quem, em 1779, em sua dissertação na Universidade de Edimburgo (Escócia), publicou o que é considerada a primeira exposição detalhada dessa teoria.

O conceito do calor como substância imponderável acabou se tornando aceito pela maioria — a teoria do ‘calórico’, como a chamaram os químicos franceses Antoine Laurent Lavoisier (1743-1794) e Claude-Louis Berthollet (1748-1822).

Porém, sempre havia os que pensavam de modo diferente, até que, no final do século XVIII, o americano Benjamin Thompson Rumford, futuro conde Rumford (1753-1814), mostrou por meio de seu experimento, ao construir canhões de ferro para o príncipe da Baviera, que o calor podia ser gerado pela fricção. Esse fenômeno não poderia ser explicado pela teoria do calórico, mas sim pela teoria da vibração. A questão, no entanto, só seria resolvida na metade do século XIX, e mesmo nessa época havia físicos famosos, como William Thomson — lorde Kelvin — (1824-1907), que ainda acreditavam na hipótese do fluido imponderável.

Se a natureza do calor era motivo de polêmica, o desenvolvimento da termometria possibilitou o desenvolvimento de outro trabalho quantitativo — a medição do calor, qualquer que fosse sua natureza.

Examinando o calor envolvido nas misturas (água quente e água fria, por exemplo), chegou-se à conclusão

de que os corpos perdem calor para o ambiente que os circunda e que quaisquer experimentos de medidas de temperatura deveriam levar esse fato em conta, além das perdas de calor nos próprios aparelhos em que os corpos estão contidos. Isso gerou maior preocupação com a precisão das medidas.

O trabalho mais significativo do século XVIII, nesse sentido, foi apresentado pelo médico, químico e físico escocês Joseph Black (1728-1799), que constatou que corpos de diferentes matérias têm diferentes capacidades de armazenar calor. Até aquela época acreditava-se que, quando vários corpos de diferentes materiais apresentavam a mesma temperatura, todos possuíam a mesma quantidade de calor.

Black, porém, observou que à mesma temperatura um bloco de ferro parece mais quente que um bloco de madeira de igual volume. Isso o levou, na década de 1760, ao conceito de calor específico, hoje definido como a quantidade de calor necessária para elevar um grau Celsius a temperatura de um grama de determinado material.

Black também forneceu métodos experimentais para medir o calor específico. Além disso, ele estudou o calor necessário para mudar a fase de agregação de um corpo. Experimentos sobre esse assunto o levaram a propor um segundo conceito, que ele chamou "calor latente" de fusão ou de vaporização, definido atualmente como:

Calor latente de fusão é a quantidade de calor necessária para passar um grama do material da fase sólida para a fase líquida, sem que haja alteração da temperatura.

Calor latente de vaporização é a quantidade de calor necessária para passar um grama do material da fase líquida para a fase vapor, sem que haja alteração da temperatura.

Os conceitos propostos por Black foram importantes porque trataram de modo quantitativo um assunto que, no início do século XVII, parecia sem solução.

Também tiveram importantes aplicações práticas, sendo a mais notável o desenvolvimento do condensador separado para os motores a vapor, criado pelo engenheiro escocês James Watt (1736-1819), uma invenção que revolucionou esses motores e os tornou economicamente viáveis.

Conversa com o professor

Buscando uma definição para o calor

"Tanto a Física quanto a Química interessam-se pelo estudo das trocas térmicas entre os corpos. Francis Bacon (1561-1626), um dos fundadores da ciência experimental moderna, buscou reunir elementos que pudessem explicar a natureza e melhor colocar o calor a serviço da humanidade. Investigador meticuloso, Bacon propôs que fossem listados todos os fenômenos em que ele estivesse presente e também aqueles em que estivesse ausente. Depois, passou à elaboração de uma terceira lista (ou tábua, conforme sua própria denominação), com o objetivo de distinguir os graus de manifestação mais ou menos intensa.

As tábuas baconianas pretendiam arrolar observações isentas de qualquer teorização prévia. Assim, tocar em um recipiente contendo cal virgem (óxido de cálcio) logo após a adição de água ou manusear o esterco recente de um cavalo eram experiências que acusavam a presença do calor. Por outro lado, perceber que certos metais (ouro, por exemplo) não produziam calor sensível quando dissolvidos pela água-régia era um indicativo da ausência do fenômeno. Examinando o comportamento de diferentes materiais, tornava-se possível compará-los (terceira tábua) e concluir que o tijolo, a pedra e o ferro, depois de aquecidos ao rubro, conservavam calor por muito tempo.

Segundo Bachelard [...], a qual conclusão chegou finalmente Bacon? 'O infeliz calor, premido pelo juiz [no caso, o próprio Bacon], é forçado a confessar que é um ser ansioso, agitado e fatal para a existência civil de todos os corpos'.

Embora a conclusão possa ser hoje risível, cabe salientar duas coisas, a primeira em defesa de Bacon: o mais importante era a proposição de um método para instruir o intelecto na investigação da natureza. A segunda critica o autor: nenhuma pesquisa científica pode prescindir de hipóteses ou mesmo de teorias prévias, já que a observação e a experiência, por si sós, não levam a razão muito longe.

Os estudos sobre a natureza do calor estiveram sempre na ordem do dia para os químicos e físicos dos séculos XVIII e XIX. Lavoisier apoiava a chamada 'hipótese calórica', segundo a qual o calor se devia à transmissão de um fluido (calórico) dos corpos mais quentes para os mais frios. [...]

No campo industrial, as aplicações do calor foram se tornando progressivamente mais importantes.

O escocês James Watt patenteou, em 1769, a primeira máquina a vapor, desencadeando a procura por engenhos com eficiência cada vez maior, isto é, com maior rendimento na conversão de calor em trabalho mecânico. Tal corrida resultou na criação de uma área de conhecimento para o estudo dos fenômenos térmicos: a Termodinâmica, que estabeleceu os princípios da conservação da energia (primeiro princípio) e do aumento da entropia [desordem] do Universo (segundo princípio).

A Termodinâmica promoveu uma abertura de pensamento que levou os(as) cientistas a se tornarem mais exigentes com respeito às teorias que formulavam. Em vista disso, em fins do século XIX, a 'hipótese calórica' perdia prestígio e novos meios de explicação eram buscados. Uma ferramenta importante nessa busca foi a teoria atômico-molecular, que serviu de apoio a Ludwig Boltzmann para a formulação da teoria cinética dos gases. Reconhecida somente após sua morte, a teoria de Boltzmann levou os físicos do século XX a estabelecer os atuais conceitos de temperatura (medida do grau de agitação molecular médio de um corpo) e calor (fluxo de energia entre corpos mantidos a diferentes temperaturas). [...]

Mas o que é, afinal, a energia? O termo é de origem grega (*energeia*) e significa força ou trabalho. Em 1807, o físico inglês Thomas Young propôs que a energia fosse definida como capacidade para realizar trabalho, conceito que é até hoje amplamente utilizado. Contudo, essa definição nada diz sobre a natureza mais específica da energia. Isso não nos deve deixar constrangidos, pois outras questões igualmente desafiadoras podem ser colocadas: [...]"

OLIVEIRA, Renato José de; SANTOS, Joana Mara. Energia e Química. *Química nova na escola*, n. 8, nov. 1998. Disponível em: <http://qnesc.sbq.org.br/online/qnesc08/conceito.pdf>. Acesso em: 20 mar. 2016.

Comentários e sugestões

Continue o assunto definindo com seus alunos o conceito de entalpia-padrão.

Pergunte a eles quais substâncias estão envolvidas numa reação de combustão. A partir das respostas que forem surgindo, equacione alguns exemplos de reações de combustão e associe a essas reações o conceito de entalpia-padrão de combustão.

Coloque na lousa alguns exemplos de reações, por exemplo, de síntese, decomposição, combustão, neutralização e peça a eles que identifiquem quais são reações referentes à formação de um mol de substância. Partindo das ideias e observações dos alunos sobre as equações que estão na lousa, conceitue entalpia-padrão de formação.

Sobre a lei de Hess ressalte a representação algébrica das reações e formas para realizar os cálculos.

No estudo deste capítulo é importante que o aluno compreenda que o valor da variação de entalpia é proporcional às quantidades de reagentes e produtos. Ou seja, se multiplicamos os coeficientes da reação por 2, o valor de ΔH também é multiplicado. Outro aspecto relevante nesta aula é que o aluno compreenda que o valor do ΔH quando analisado para uma mesma reação que se processa no sentido direto e inverso apresenta o mesmo valor em módulo, mudando apenas o sinal.

Sobre os exercícios deixe que os alunos resolvam individualmente. Posteriormente, quando os alunos já tiverem resolvido, proponha que façam grupos para discutir suas respostas e tentar chegar a um consenso. É importante corrigir na lousa os exercícios que julgar mais importantes.

Exercícios adicionais podem ser propostos como tarefa de casa e ser entregues numa folha. Essa proposta pode ser utilizada como avaliação, na qual também verifica-se o compromisso dos alunos com as atividades propostas.

Explique na lousa o exemplo da página 141 que calcula a variação de entalpia da reação a partir dos valores de entalpia de formação de reagentes e de produtos. É importante nesta aula que o aluno compreenda que existe uma relação de proporcionalidade entre a entalpia de formação das substâncias e seus respectivos coeficientes na equação química balanceada.

Sobre os cálculos envolvendo a energia de ligação é importante que o aluno reconheça que as ligações rompidas são processos endotérmicos e as ligações formadas, processos exotérmicos.

Sugere-se que os exercícios sejam feitos em grupos de três alunos. Posteriormente, um voluntário de cada grupo pode resolver um exercício na lousa. Caso note alguma informação errada, interfira e discuta com seus alunos para que eles mesmos percebam o erro.

Trabalho em equipe

O objetivo deste trabalho em grupo é levar o aluno a questionar os valores atuais da nossa sociedade, embutidos pela propaganda.

Se possível, permita que os alunos leiam a reportagem na íntegra, no *site* indicado na internet.

O diamante é só uma pedra bonita, muito útil industrialmente graças a sua elevada dureza. Mas a propaganda atribui a essa pedra um valor emocional tão grande

(relacionado principalmente à beleza e ao amor “eternos”) que ela se torna objeto de desejo de muitas pessoas.

A noção de que muitos países estão sendo explorados financeiramente para a extração dessa pedra que gera, ao mesmo tempo, riqueza para poucos e miséria e sofrimento para muitos deve levar o aluno a uma série de reflexões sobre valores, consumismo, justiça e cidadania.

A indignação diante da exploração do trabalho humano e a percepção do absurdo da guerra pelo controle das minas para a extração de diamantes que vão gerar riqueza em outro país devem ser levados em consideração na hora de avaliar o aluno.

Resolução dos exercícios

1 Alternativa a.

Alimento	Método tradicional	Novo método
Feijão (1 concha)	68 kcal	45 kcal
Arroz branco (4 colheres de sopa)	155 kcal	140 kcal
Batatas fritas (2,5 colheres de sopa)	308 kcal	270 kcal
Contrafilé grelhado (64 g)	147 kcal	127 kcal

$68 + 155 + 308 + 147 = 678$ kcal (método tradicional)

$45 + 140 + 270 + 127 = 582$ kcal (novo método)

$678 - 582 = 96$ kcal de redução comparando-se o método tradicional e o novo método.

678 ——— 100%

96 ——— x

$x = 14{,}15\%$

2 Alternativa b.

1 g de gordura fornece 9 300 cal

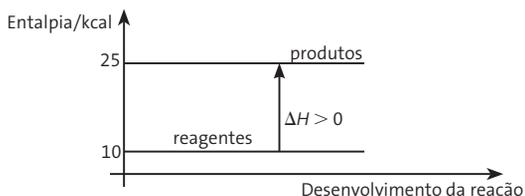
$Q = m \cdot c \cdot \Delta t \Rightarrow Q = 5\,300 \cdot 1 \cdot 12 \Rightarrow Q = 63\,600$ cal

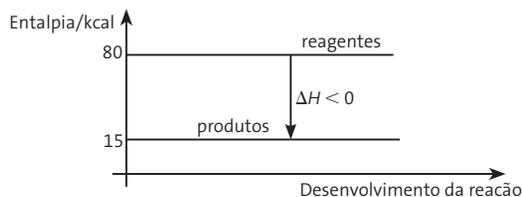
1 g de gordura ——— 9 300 cal

x gramas ——— 63 600 cal

$x = 6{,}84$ g.

3 a) $\Delta H = H_P - H_R \Rightarrow \Delta H = 25 - 10$

$\Delta H = +15$ kcal (reação endotérmica)

b) $\Delta H = H_P - H_R \Rightarrow \Delta H = 15 - 80$

$\Delta H = -65$ kcal (reação exotérmica)

4 a) $\Delta H = H_p - H_r$

$\Delta H = -30 - 80 \Rightarrow \Delta H = -110$ kcal

Reação exotérmica (libera energia).

b) $\Delta H = H_p - H_r$

$\Delta H = 70 - 20 \Rightarrow \Delta H = +50$ kcal

Reação endotérmica (absorve energia).

5 Todas as alternativas (0, 1, 2 e 3) são corretas.

6 a) Exotérmica

b) Endotérmica

c) Exotérmica

d) Endotérmica

7 Alternativa b.

8 Como $\Delta H > 0$, a reação é endotérmica.

Sendo a massa molar do $O_2 = 32$ g/mol

$3\,O_2(g) \rightarrow 2\,O_3(g) \quad \Delta H = +68$ kcal

$3 \cdot 32$ g de $O_2(g)$ ——— 68 kcal

1 g de O_2 ——— x

$x \simeq 0{,}708$ kcal

9 Alternativa b.

Na equação 1 o ΔH é negativo $\Rightarrow$ reação exotérmica $\Rightarrow$ libera calor (esquenta o meio ambiente).

Na equação 2 o ΔH é positivo $\Rightarrow$ reação endotérmica $\Rightarrow$ absorve calor (resfria o meio ambiente).

10 Alternativa b.

Se $\Delta H^0 < 0$, a reação será exotérmica e a bolsa esquenta.

Se $\Delta H^0 > 0$, a reação será endotérmica e a bolsa esfria.

11 A massa molar do $C_{20}H_{42}(s)$ é igual a 282 g/mol

282 g de $C_{20}H_{42}(s)$ ——— 13300 kJ

10 g de $C_{20}H_{42}(s)$ ——— x

$x \simeq 471{,}63$ kJ liberados na queima de 10 g de $C_{20}H_{42}(s)$

12 Alternativa d.

Pela equação da reação, observamos que 1 mol de CH_4 produz 1 mol de CO_2 (44 g/mol):

44 g de CO_2 ——— 800 kJ

x ——— $2{,}4 \cdot 10^9$ kJ

$x = 0{,}132 \cdot 10^9$ g de $CO_2 \Rightarrow 132 \cdot 10^6$ g $\Rightarrow$ 132 toneladas de CO_2/hora

13 Alternativa b.

$C_4H_{10} = 58$ g/mol

58 g de C_4H_{10} ——— 2 900 kJ

x ——— 60 000 kJ

$x = 1\,200$ g ou 1,2 kg de C_4H_{10}

14 Alternativa b.

$\Delta H = H_p - H_r$

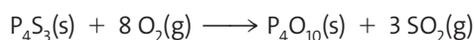
$\Delta H = [2 \cdot \Delta H\text{FeO} + \Delta H\text{CO}_2] - [\Delta H\text{Fe}_2\text{O}_3 + \Delta H\text{CO}]$

$\Delta H = [2 \cdot (-63{,}8) + (-94{,}05)] - [-196{,}5 + (-26{,}41)]$

$\Delta H = (-221{,}65) - (-222{,}91)$

$\Delta H = +1{,}26$ kcal/mol

15 Alternativa a.

$P_4S_3(s) + 8\ O_2(g) \longrightarrow P_4O_{10}(s) + 3\ SO_2(g)$

$\Delta H = \Delta H^0_{f\,\text{produtos}} - \Delta H^0_{f\,\text{reagentes}} \Rightarrow$

$\Rightarrow \Delta H = (-2\,940) + 3\,(-296{,}8) - (-151{,}0) \Rightarrow$

$\Rightarrow \Delta H = -\,3\,679{,}4$ kJ

Mas $P_4S_3(s) = 220$ g/mol. Então:

220 g de $P_4S_3(s)$ ——— 3 679,4 kJ liberados

22,0 g de $P_4S_3(s)$ ——— x

$x = 367{,}94$ kJ de energia liberada

16 Alternativa c.

O inverso da equação I + equação II = equação procurada:

$1\ CO(g) \rightarrow \cancel{1\ C(grafita)} + \cancel{1/2\ O_2(g)}$ $\quad \Delta H = +26{,}4$ kcal

$\cancel{1\ C(grafita)} + 1\ O_2(g) \rightarrow 1\ CO_2(g)$ $\quad \Delta H = -94{,}1$ kcal

$1\ CO(g) + 1/2\ O_2(g) \rightarrow 1\ CO_2(g)$ $\quad \Delta H = -67{,}7$ kcal

17 Alternativa b.

$C_6H_{14}(\ell) + \cancel{19/2\ O_2(g)} \rightarrow \cancel{6\ CO_2(g)} + \cancel{7\ H_2O(\ell)}$ $\quad +4\,163$ kJ/mol

$\cancel{6\ CO_2(g)} + \cancel{3\ H_2O(\ell)} \rightarrow C_6H_6(\ell) + \cancel{15/2\ O_2(g)}$ $\quad -3\,268$ kJ/mol

$\cancel{7\ H_2O(\ell)} \rightarrow 4\ H_2(g) + \cancel{2\ O_2(g)}$ $\quad -1\,144$ kJ/mol

$C_6H_{14}(\ell) \rightarrow C_6H_6(\ell) + 4\ H_2(g)$ $\quad -249$ kJ/mol

18 Alternativa e.

$C(s) + H_2O(\ell) \rightarrow CO(g) + H_2(g)$

$C(s) + 1/2\ O_2(g) \rightarrow CO(g)$ $\quad \Delta H = -111$ kJ/mol de CO(g)

– mantém-se a reação.

$H_2(g) + 1/2\ O_2(g) \rightarrow H_2O(g)$ $\quad \Delta H = -242$ kJ/mol de $H_2O(g)$

– inverte-se a reação.

Assim,

$C(s) + \cancel{1/2\ O_2(g)} \rightarrow CO(g)$ $\quad \Delta H = -111$ kJ/mol de CO(g)

$H_2O(g) \rightarrow H_2(g) + \cancel{1/2\ O_2(g)}$ $\quad \Delta H = +242$ kJ/mol de $H_2O(g)$

$C(s) + H_2O(\ell) \rightarrow CO(g) + H_2(g)$ $\quad \Delta H = +131$ kJ/mol

19 $1\ SO_2(g) \rightarrow \cancel{1/8\ S_8(s)} + \cancel{1\ O_2(g)}$ $\quad \Delta H = +70\,962{,}5$ cal

$1\ NO_2(g) \rightarrow \cancel{1/2\ N_2(g)} + \cancel{1\ O_2(g)}$ $\quad \Delta H = -8\,100$ cal

$\cancel{1/8\ S_8(s)} + \cancel{3/2\ O_2(g)} \rightarrow 1\ SO_3(g)$ $\quad \Delta H = -94\,450$ cal

$\cancel{1/2\ N_2(g)} + \cancel{1/2\ O_2(g)} \rightarrow 1\ NO(g)$ $\quad \Delta H = +21\,600$ cal

$1\ SO_2(g) + 1\ NO_2(g) \rightarrow 1\ SO_3(g) + 1\ NO(g)$ $\quad \Delta H = -9\,987{,}5$ cal

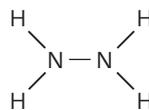
20 Alternativa c.

Se o processo de rompimento das ligações é um processo endotérmico, então ele absorve energia para romper as ligações dos reagentes.

Se o processo de formação das ligações é um processo exotérmico, então ele absorve energia para formar as ligações dos produtos.

Já que o processo de combustão do n-octano é exotérmico, a energia liberada na formação será maior que a energia absorvida na quebra.

21 Alternativa b.

```
H         H
  \     /
   N — N
  /     \
H         H
```

$\Delta H = 4 \cdot (N - H) + 1 \cdot (N - N)$

$1\,720 = 4 \cdot (390) + (N - N)$

$(N - N) = 160$ kJ/mol

22 Alternativa b.

$2\ H - H + O = O \rightarrow 2\ H - O - H$

$\Delta H = [+2 \cdot 437 + 1 \cdot 494] + [-\,4 \cdot 463]$

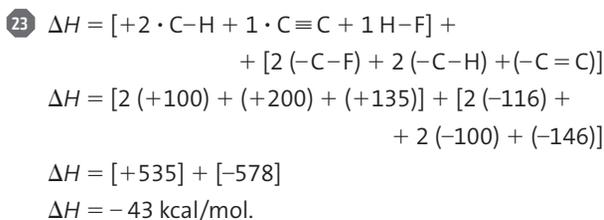
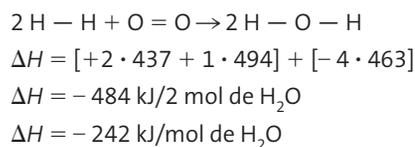
$\Delta H = -\,484$ kJ/2 mol de H_2O

$\Delta H = -\,242$ kJ/mol de H_2O

23 $\Delta H = [+2 \cdot C{-}H + 1 \cdot C{\equiv}C + 1\ H{-}F] +$
$+ [2\,(-C{-}F) + 2\,(-C{-}H) + (-C{=}C)]$

$\Delta H = [2\,(+100) + (+200) + (+135)] + [2\,(-116) +$
$+ 2\,(-100) + (-146)]$

$\Delta H = [+535] + [-578]$

$\Delta H = -\,43$ kcal/mol.

Capítulo 7 – Cinética química

Este capítulo trata do estudo da Cinética química.

É importante ressaltar a seus alunos que o termo **velocidade** em Física é definido como espaço percorrido em função do tempo. Em Química, o termo velocidade está relacionado a quanto uma reação química se desenvolve mais rapidamente ou mais lentamente. Para não usarmos o mesmo termo com sentidos diferentes optamos por falar em **taxa de desenvolvimento de uma reação** no lugar de velocidade. O termo **taxa de rapidez de uma reação** também é aceito atualmente.

O estudo da taxa de desenvolvimento da reação é feito por meio de cálculos e pela análise de gráficos.

Também são discutidas quais as condições para que uma reação ocorra com base na teoria das colisões e os fatores que alteram a taxa de desenvolvimento da reação e sua relação com a energia de ativação.

Estuda, também, quanto a variação da concentração em mol/L de cada reagente específico atua sobre a taxa de desenvolvimento da reação. Como os dados obtidos a respeito são essencialmente experimentais, o estudo é feito pela análise de tabelas que trazem esses resultados.

Objetivos

- Compreender o conceito e calcular a taxa de desenvolvimento de uma reação com base em valores tabelados das quantidades de reagentes formados e produtos consumidos em função do tempo.
- Interpretar os gráficos da concentração das substâncias que participam de uma reação em função do tempo.
- Analisar e compreender a taxa de desenvolvimento de uma reação baseando-se na teoria das colisões.
- Reconhecer os fatores que alteram a taxa de desenvolvimento das transformações químicas.
- Compreender o uso dos catalisadores e a diminuição na energia de ativação da reação que eles causam.
- Entender a formação do complexo ativado.
- Reconhecer num gráfico de energia em função da taxa de desenvolvimento da reação, fatores como: energia de ativação, uso de catalisadores, complexo ativado e variação de entalpia.
- Compreender e determinar a expressão da taxa de desenvolvimento de uma reação elementar, baseando-se nos coeficientes dos reagentes.
- Compreender que a expressão da taxa de desenvolvimento de uma reação não elementar depende apenas da etapa lenta da reação.
- Determinar a expressão da taxa de desenvolvimento de uma reação a partir dos valores experimentais das concentrações em quantidade de matéria dos reagentes fornecidos.
- Entender que o valor da constante k depende apenas da temperatura.

Conteúdos específicos indispensáveis para a sequência dos estudos

- Taxa de desenvolvimento das reações.
- Teoria das colisões.
- Uso de catalisadores.
- Energia de catalisadores.
- Fatores que alteram a taxa de desenvolvimento de uma reação: temperatura, superfície de contato, concentração dos reagentes e pressão (no caso dos gases).
- Expressão da taxa de desenvolvimento: reação elementar e reação não elementar.

Comentários e sugestões

Uma forma de iniciar a aula é discutir sobre as imagens apresentadas na página 150. Pergunte a seus alunos o que essas imagens têm em comum. Formule o conceito de taxa de desenvolvimento de uma reação partindo das imagens que são expostas no livro.

No *site*: <www.youtube.com/watch?v=3ob8R-uBChg>, acesso em: 20 mar. 2016, há um vídeo, "Materiais: velocidade das transformações químicas", com duração de 6min33s que pode ser exibido para os alunos. Apresenta numa linguagem bem clara alguns aspectos relacionados à cinética química: fatores que alteram a taxa de desenvolvimento de uma reação relacionando-os aos alimentos, à presença do uso de catalisadores e animações das moléculas no modelo de Dalton, explicando a teoria das colisões e a formação do complexo ativado. Como a abordagem é preliminar, pode ser uma ferramenta para iniciar a aula. Partindo do vídeo, é possível iniciar uma discussão para a construção dos conceitos de Cinética química.

É importante que o aluno compreenda e saiba representar gráficos das quantidades das substâncias que participam de uma reação em função do tempo antes que seja iniciada uma discussão sobre o que acontece com as quantidades de reagentes e produtos numa reação química. E que também saiba identificar a energia de ativação, a presença de catalisadores, o complexo ativado e o valor de ΔH em gráficos da variação de energia $\times$ desenvolvimento da reação.

Sugere-se que seja feito o experimento: Taxa de desenvolvimento da reação para abordagem dos fatores que alteram a taxa de desenvolvimento das reações.

Como forma de avaliação, proponha que os alunos façam uma pesquisa individual sobre uso de inibidores de reação. Peça a eles que entreguem o trabalho por escrito. Isso pode ser uma forma de avaliação.

Inicie a aula explicando aos alunos a expressão da taxa de desenvolvimento para as reações elementares, que ocorrem em uma única etapa. Neste caso, na expressão da taxa de desenvolvimento da reação, as concentrações em quantidade de matéria dos reagentes são elevadas a expoentes iguais aos respectivos coeficientes na equação balanceada.

Ao tratar de reações não elementares, que ocorrem em mais de uma etapa, os coeficientes a que devem ser elevadas as concentrações em quantidade de matéria dos reagentes são determinados experimentalmente.

Copie na lousa uma ou mais tabelas com dados experimentais da taxa de desenvolvimento da reação em função da concentração dos reagentes em mol/L e, analisando essas tabelas, pergunte aos alunos o que ocorre com a taxa de desenvolvimento da reação se a concentração em mol/L de determinado reagente dobrar.

Ensine-os a fazer a leitura e a análise desse tipo de tabela.

Quando toda a classe tiver assimilado essa leitura, passe a escrever a expressão da taxa de desenvolvimento da reação conforme as respostas dos alunos para que eles entendam que essa expressão é apenas uma forma de notação do que está na tabela e que, ainda, ajuda a quantificar o fenômeno permitindo o cálculo matemático das variáveis envolvidas.

Peça aos alunos que compreenderam bem o raciocínio desenvolvido que auxiliem os colegas com dificuldades. Estimular a solidariedade e o trabalho em equipe traz ganhos para todo o grupo. Vale ressaltar que para essa proposta é importante que o professor supervisione o trabalho.

Experimento

Taxa de desenvolvimento da reação

Sugere-se que este experimento seja feito em dupla pelos alunos. Como a atividade é simples, deixe que os alunos tomem as decisões sobre a forma de conduzir o experimento e questionem o que foi observado. Fique atento ao uso da água quente para que não ocorram imprevistos.

A partir do que foi respondido pelas duplas no item **Investigue**, pode ser iniciada uma discussão sobre os fatores que alteram a taxa de desenvolvimento das reações.

Investigue

1. Na verdade, o nome carbonato ácido de sódio é utilizado em função de o bicarbonato de sódio, $NaHCO_3$, ser um sal hidrogenado, embora essa substância possua um forte caráter básico.

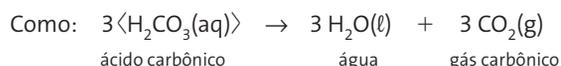
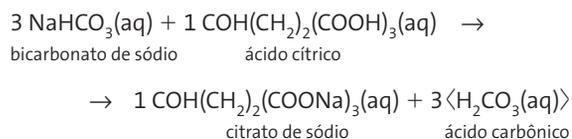
   Isso ocorre porque o $NaHCO_3$ é derivado de uma base forte, o hidróxido de sódio, NaOH, e teoricamente de um ácido fraco e instável, o ácido carbônico, H_2CO_3.

   O ácido cítrico, $COH(CH_2)_2(COOH)_3$, é um ácido orgânico e fraco, usado na indústria farmacêutica na preparação de sais efervescentes porque reage com o bicarbonato de sódio produzindo o gás carbônico (que borbulha quando o produto é dissolvido na água).

   Reação:

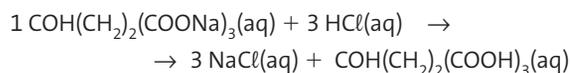
$$\underset{\text{bicarbonato de sódio}}{3\ NaHCO_3(aq)} + \underset{\text{ácido cítrico}}{1\ COH(CH_2)_2(COOH)_3(aq)} \rightarrow$$

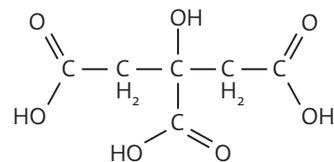
$$\rightarrow \underset{\text{citrato de sódio}}{1\ COH(CH_2)_2(COONa)_3(aq)} + \underset{\text{ácido carbônico}}{3\langle H_2CO_3(aq)\rangle}$$

Como: $$\underset{\text{ácido carbônico}}{3\langle H_2CO_3(aq)\rangle} \rightarrow \underset{\text{água}}{3\ H_2O(\ell)} + \underset{\text{gás carbônico}}{3\ CO_2(g)}$$

O citrato de sódio – um sal básico – neutraliza o excesso de ácido clorídrico (ácido forte) do estômago, acalmando a azia e formando novamente o ácido cítrico (ácido fraco). Trata-se de uma reação de dupla-troca entre sal e ácido.

No estômago:

$$1\ COH(CH_2)_2(COONa)_3(aq) + 3\ HC\ell(aq) \rightarrow$$

$$\rightarrow 3\ NaC\ell(aq) + COH(CH_2)_2(COOH)_3(aq)$$

Fórmula estrutural do ácido cítrico

O OH O
C — C — C — C — C
HO H2 H2 OH
C
HO O

2. A pastilha triturada reage mais rapidamente com a água porque possui maior superfície de contato.
3. A pastilha reage mais rapidamente com a água quente porque o aumento de temperatura aumenta a taxa de desenvolvimento da reação.

Conversa com o professor

Síndrome de Reye

O rótulo de alguns antiácidos que contêm ácido acetilsalicílico na composição trazem a advertência: "crianças ou adolescentes com sintomas de catapora ou de gripe devem consultar o médico sobre a Síndrome de Reye antes de utilizar o medicamento".

A Síndrome de Reye é uma encefalopatia (cegueira causada por uma doença do nervo óptico da retina, sem lesão aparente do olho) associada a epidemias do vírus influenza B (vírus da gripe), casos esporádicos de influenza A e catapora (ou varicela). Em geral, a encefalopatia desenvolve-se após cerca de 4 a 7 dias do início da virose, com vômitos, perturbação da consciência caracterizada por obscurecimento e lentidão do pensamento, podendo chegar ao coma. Estudos epidemiológicos demonstraram associação estatística entre a ingestão de ácido acetilsalicílico (principal componente da aspirina e também presente em alguns antiácidos) e o desenvolvimento da Síndrome de Reye.

Atividade extra

Enzima (do grego *en*, dentro, e *zyme*, fermento) é um termo usado normalmente para designar as proteínas que atuam como catalisadores de reações bioquímicas (reações importantes intra ou extracelulares que ocorrem em organismos animais e vegetais). Certas enzimas possuem a função de acelerar a decomposição de substâncias nocivas produzidas no organismo como subproduto de processos metabólicos.

Algumas das reações de oxirredução que ocorrem nas células durante a degradação de aminoácidos (constituintes das proteínas) e de gorduras produzem peróxido de hidrogênio, $H_2O_2(aq)$, substância muito reativa, que pode lesar a célula se não for rapidamente controlada.

É aí que entra em ação a enzima catalase (presente em grandes quantidades nos peroxissomos), cuja função é justamente decompor o peróxido de hidrogênio:

$$2\ H_2O_2(aq) \rightarrow 2\ H_2O(\ell) + 1\ O_2(g)$$

As enzimas, que muitas vezes aumentam a taxa de desenvolvimento das reações bioquímicas por um fator de pelo menos um milhão, possuem ação altamente específica e seletiva, ou seja, atuam apenas sobre determinado tipo de reação segundo um mecanismo básico, que envolve duas etapas:

1ª etapa:
enzima + substrato → complexo enzima-substrato 2ª etapa:
complexo enzima-substrato → enzima + produtos
É possível extrair a catalase da batata e testar sua ação sobre o $H_2O_2(aq)$.

Materiais necessários

- 1 batata grande
- 15 mL de água destilada
- gaze
- 3 conta-gotas de vidro
- peróxido de hidrogênio a 10 volumes, comprado em farmácia (do tipo não cremoso)
- solução 1 mol/L de sulfato de cobre II, $CuSO_4(aq)$, comprado em loja de material para piscinas
- martelo de cozinha de plástico rígido
- bacia pequena de plástico
- embalagem de vidro pequena, limpa e seca (se tiver tubo de ensaio, é melhor)

Como fazer

Comece extraindo a catalase da batata. Descasque a batata, pique-a em pedaços pequenos, coloque os pedaços na bacia e triture-os com o martelo. Adicione 15 mL de água destilada à batata triturada e deixe em repouso por cerca de 10 minutos.

Após esse tempo, esprema a mistura de água e batata em um pedaço de gaze, para obter uma solução límpida contendo catalase.

Coloque uma medida de conta-gotas cheio de peróxido de hidrogênio na embalagem de vidro. Ao ser exposto à luz, o $H_2O_2(aq)$ sofre decomposição e é possível observar algumas bolhas de gás oxigênio se formando na solução.

Adicione agora, com um conta-gotas limpo, cerca de 10 gotas da solução de catalase. Você irá observar que, por causa do efeito do catalisador, a formação de bolhas de oxigênio se intensifica muito na solução.

Repita a experiência adicionando 10 gotas de solução de sulfato de cobre II à mistura de peróxido de hidrogênio e catalase. Você irá observar que a reação se torna muito mais lenta.

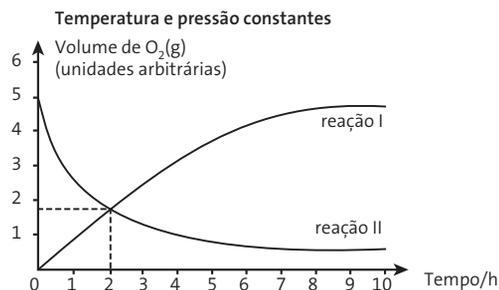
Isso ocorre porque a ação da catalase é ativada por íons $Fe^{2+}(aq)$ presentes no extrato da batata. Acontece que os íons $Cu^{2+}(aq)$ fornecidos na solução de sulfato de cobre II competem com os íons $Fe^{2+}(aq)$, impedindo que eles ativem a catalase.

Observe que com essa atividade é possível demonstrar os conceitos de catalisador, ativador de catalisador e veneno de catálise.

Resolução dos exercícios

1 A taxa de desenvolvimento da reação pode ser calculada pela expressão:

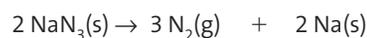
$$Td = \left|\frac{\Delta Td}{\Delta t}\right| \quad \text{ou} \quad Td = \left|\frac{\text{variação do volume de } O_2(g)}{\text{variação do tempo}}\right|$$

Nas duas horas iniciais: $Td_{II} > Td_{I}$. Portanto, a reação II tem taxa de desenvolvimento maior. Conforme mostra o gráfico:

2 $NaN_3 = 65$ g/mol

1 mol ——— 65 g de $NaN_3(s)$
x ——— 130 g de $NaN_3(s)$

$x = \frac{130 \cdot 1}{65} \Rightarrow x = 2$ mol

1 segundo ——— 1000 milissegundos
y ——— 30 milissegundos

$y = \frac{30 \cdot 1}{1000} \Rightarrow y = 0{,}03$ s

$2\ NaN_3(s) \rightarrow 3\ N_2(g) + 2\ Na(s)$
2 mol 3 mol
2 · 24 L 3 · 24 L

3 · 24 L de $N_2(g)$ ——— 0,03 s
z ——— 1 s

$z = \frac{1 \cdot 3 \cdot 24}{0{,}03} \Rightarrow z = 2400$ L de $N_2(g)$/s

3 Da equação balanceada, temos que:

$1\ C_2H_5OH(g) + 3\ O_2(g) \rightarrow 2\ CO_2(g) + 3\ H_2O(\ell)$

1 mol ———— $2 \cdot 44$ g

X ———— 2 640 g

$X = 30$ mol de etanol

30 mol ———— 60 minutos

Y ———— 1 minuto

$Y = 0{,}5$ mol de etanol/minuto.

4 2 mol de NH_3 ———— 28 g de N_2

X ———— 8,40 g

$X = 0{,}6$ mol/min

0,6 mol ———— 1 min

Y ———— 60 min

$Y = 36$ mol/hora

5 0. Falsa. A reação $X + Y \rightleftharpoons T + Z$ é mais rápida porque a energia de ativação E_3 é menor do que a energia de ativação E_1 da reação $A + B \rightleftharpoons C + D$.

1. Verdadeira. A energia de ativação E_3 é a energia necessária para que os reagentes $X + Y$ atinjam o complexo ativado e possam se transformar nos produtos $T + Z$.
2. Falsa. É endotérmica, pois a entalpia dos produtos $T + Z$ é maior que a entalpia dos reagentes $X + Y$.
3. Verdadeira. A diferença expressa por E_2 é igual ao ΔH da reação $A + B \rightleftharpoons C + D$, que é menor do que zero (exotérmica), pois a entalpia dos reagentes é maior do que a entalpia dos produtos.
4. Verdadeira. A energia envolvida na transformação de $A + B$ em $C + D$ é maior que a energia envolvida na transformação de $X + Y$ em $T + Z$.
5. Falsa. A energia de ativação de uma reação não está relacionada a quanto ela é exotérmica. Reações explosivas, como a combustão da dinamite, possuem energia de ativação muito baixa e liberam grande quantidade de energia; além disso, a reação $X + Y \rightleftharpoons T + Z$ é endotérmica.
6. Verdadeira. A colisão entre A e B deverá ocorrer numa orientação favorável.

6 Alternativa d.

A energia de ativação é a diferença entre o pico máximo de energia e a energia inical. Pelo gráfico, temos:

$E_a = 42 - 10 = 32$ kcal.

7 Alternativa b.

E_4 corresponde à diminuição da energia de ativação da reação que ocorre na presença de catalisador.

8 Alternativa c.

A temperatura mais elevada provoca aumento na taxa de desenvolvimento das reações e ao catalisador diminui a energia de ativação, fazendo com que a reação ocorra mais rapidamente.

9 Catálise homogênea é quando o catalisador forma com os reagentes um sistema monofásico.

Catálise heterogênea é quando o catalisador forma com os reagentes um sistema polifásico.

Os conversores catalíticos dos automóveis têm a função de diminuir a emissão de gases poluentes para a atmosfera, pois convertem os gases mais tóxicos (CO, NO_2, NO e C_xH_y) em gases menos poluentes (CO_2, H_2O, O_2 e N_2). O seu princípio de funcionamento baseia-se no processo de catálise heterogênea.

10 Alternativa d.

$Td = k \cdot [A]^\alpha \cdot [B]^\beta$

Dividindo-se Td_1 por Td_2:

$$\frac{Td_1}{Td_2} = \frac{k \cdot (0{,}10)^\alpha \cdot (0{,}10)^\beta}{k \cdot (0{,}10)^\alpha \cdot (0{,}20)^\beta} \Rightarrow \frac{2{,}53 \cdot 10^{-6}}{5{,}06 \cdot 10^{-6}} = \frac{(0{,}10)^\beta}{(0{,}20)^\beta}$$

$$\frac{1}{2} = \left(\frac{1}{2}\right)^\beta \Rightarrow \beta = 1$$

Dividindo-se Td_1 por Td_3:

$$\frac{Td_1}{Td_3} = \frac{k \cdot (0{,}10)^\alpha \cdot (0{,}10)^\beta}{k \cdot (0{,}20)^\alpha \cdot (0{,}10)^\beta} \Rightarrow \frac{2{,}53 \cdot 10^{-6}}{10{,}12 \cdot 10^{-6}} = \frac{(0{,}10)^\alpha}{(0{,}20)^\alpha}$$

$$\frac{1}{4} = \left(\frac{1}{2}\right)^\alpha \Rightarrow \alpha = 2$$

Logo, $Td = k \cdot [A]^2 \cdot [B_2]$

11 Alternativa d.

De acordo com os dados fornecidos, dobrando-se a concentração em quantidade de matéria de x, a taxa de desenvolvimento da reação quadruplica. Todavia, dobrando-se a concentração em quantidade de matéria de y, a taxa de desenvolvimento da reação permanece constante. Isso significa que y não exerce nenhuma influência sobre a taxa de desenvolvimento da reação. Logo, a expressão que fornece a taxa de desenvolvimento da reação é: $Td = k\ .\ [X]^2$

12 Alternativa e.

A taxa de desenvolvimento da reação pode, genericamente, ser expressa por: $Td = k \cdot [BrO^{3-}]^\alpha \cdot [Br^-]^\beta \cdot [H^+]^\gamma$

Quando se dobra a concentração de bromato, BrO^{3-}, experimentos 1 e 2, a taxa de desenvolvimento da reação dobra. Portanto, $\alpha = 1$.

Quando se triplica a concentração de brometo, Br^{1-}, experimentos 2 e 3, a taxa de desenvolvimento da reação dobra. Portanto, $\beta = 1$.

Quando se dobra a concentração de hidrogênio, H^{1+}, experimentos 1 e 4, a taxa de desenvolvimento da reação quadruplica. Portanto, $\gamma = 2$.

A equação da taxa de desenvolvimento da reação é, portanto: $Td = k \cdot [BrO^{3-}] \cdot [Br^{1-}] \cdot [H^{1+}]^2$

Alternativa e.

Como a reação é elementar, pode se expressar a equação da taxa de desenvolvimento da reação por:

$Td = K \cdot [O_2]^3$

Portanto, se triplicarmos a concentração de oxigênio, a taxa de desenvolvimento da reação ficará 27 vezes maior.

Compreendendo o mundo

Nesta unidade estudamos as trocas de calor envolvidas nas reações químicas expressas como variação de entalpia. Vimos ainda como a variação de temperatura atua sobre a taxa de desenvolvimento da reação e paralelamente como essas trocas de calor acabam afetando o meio ambiente, quando as reações químicas ocorrem em escala industrial, como é o caso, por exemplo, de termelétricas e siderúrgicas.

No final da unidade, mostramos que existem projetos que podem minimizar o problema, como as torres de resfriamento por via seca. Muitos alegam que se trata de um projeto caro, cuja implantação geraria ônus elevado ao produto final.

Precisamos apenas refletir se o ônus ao meio ambiente (do qual fazemos parte) por causa das atividades humanas não ultrapassou há muito a marca do razoável. Apesar de invisível, a poluição térmica é concreta e silenciosamente está afetando nossos ecossistemas.

Unidade 4 – Corais

Antes de iniciar o estudo da unidade, peça aos alunos que escrevam em uma folha à parte algumas linhas sobre o que sabem a respeito dos corais. Posteriormente, recolha as folhas e leia alguns relatos escolhidos aleatoriamente (sem identificar o autor). A ideia preliminar dos alunos sobre o tema pode ser o ponto-chave para iniciar a discussão.

Como justificar para o aluno a importância do que ele irá aprender agora?

O estudo do Equilíbrio químico é um dos assuntos mais importantes da Química. Ele pode explicar vários fenômenos curiosos do cotidiano, desde a formação de cavernas até o funcionamento das lentes de óculos que escurecem no Sol e clareiam no escuro, desde o mecanismo das lâmpadas halógenas até a eructação (que conhecemos como arroto) e necessariamente deve ser levado em conta tanto na hora de projetar uma instalação industrial que envolva qualquer processo químico como na hora de estudar a ação de um medicamento no organismo humano.

Começaremos falando sobre o que caracteriza um sistema em equilíbrio dinâmico e como interpretar o valor experimental de uma constante de equilíbrio para, em seguida, verificar quais fatores são capazes de deslocar um equilíbrio químico no sentido que nos interessa para uma determinada aplicação, por exemplo, a produção industrial de uma substância.

Além disso, falaremos sobre os equilíbrios iônicos, as definições de pH e de pOH – importantes tanto para verificar a integridade de um alimento, como para escolher um cosmético, ou definir parâmetros de qualidade de determinado ambiente – e, por fim, o equilíbrio que ocorre entre uma solução e seu respectivo precipitado.

E o que tudo isso tem a ver com os corais? Vamos mostrar aos alunos.

Sobre como desenvolvemos o conteúdo

Sabemos o quanto o conteúdo de equilíbrios químicos é extenso e importante para a compreensão dos fenômenos químicos. Para o aluno, a maior dificuldade na abordagem do conceito de equilíbrio é compreender que uma reação está em constante evolução, se deslocando dos reagentes para os produtos e vice-versa, ao mesmo tempo em que as concentrações de reagentes e produtos permanecem constantes a uma dada temperatura.

Assim, procuramos trabalhar bastante esse conceito, levando o aluno a interpretar o significado da constante de equilíbrio.

E, uma vez que optamos por não deduzir a constante de equilíbrio a partir da energia livre de Gibbs – o que seria mais correto – pois não trabalhamos a Termodinâmica nessa obra, introduzimos o conceito de atividade de modo que as constantes de equilíbrio K_C e K_P se apresentem como números admensionais.

Também trabalhamos os conceitos de deslocamento de equilíbrio, equilíbrio iônico da água, efeito tampão e produto de solubilidade com ênfase nos fenômenos relacionados ao dia a dia do aluno para que ele aprenda a interpretar o que ocorre a sua volta também sob o ponto de vista da Química.

Capítulo 8 – Equilíbrios moleculares

O estudo do Equilíbrio químico é um dos assuntos mais importantes da Química. Ele pode explicar vários fenômenos curiosos do cotidiano e precisa ser levado em conta tanto na hora de projetar qualquer instalação industrial que envolva um processo químico como na hora de estudar a ação de um medicamento no organismo humano.

Este capítulo aborda esse assunto descrevendo como o equilíbrio químico é caracterizado, apresenta gráficos em função da concentração dos reagentes e produtos em relação ao tempo e à constante de equilíbrio em termos de quantidade de matéria e de pressão parcial.

Neste capítulo estudamos também os fatores capazes de afetar o estado de equilíbrio dinâmico de um sistema, como concentração de reagentes e produtos, a pressão e a temperatura. Para prever o sentido do deslocamento de equilíbrio, utilizamos o princípio de Le Chatelier.

Objetivos

- Conceituar e caracterizar equilíbrio químico.
- Interpretar gráficos de reações em equilíbrio em função da concentração em quantidade de matéria das substâncias participantes em função do tempo.
- Compreender que o equilíbrio químico é um processo dinâmico.
- Determinar a expressão de K_C e K_P.
- Interpretar os valores de K_C e K_P e relacionar ao sentido das reações.
- Realizar cálculos que envolvam o K_C e as concentrações de reagentes e produtos.
- Realizar cálculos que envolvam o K_P e as pressões parciais dos reagentes e produtos.
- Determinar a relação entre a expressão do K_C e K_P e calcular variáveis em situações de equilíbrio químico.
- Identificar os fatores que afetam um sistema em equilíbrio químico.
- Prever o sentido do deslocamento de equilíbrio utilizando o princípio de Le Chatelier.
- Relacionar alguns fatos cotidianos ao deslocamento de equilíbrio.
- Contextualizar o deslocamento de equilíbrio químico à produção industrial, mostrando como a amônia é obtida industrialmente (sistema Haber-Bosch).

Conteúdos específicos indispensáveis para a sequência dos estudos

- Equilíbrio químico: características e análise de gráficos.
- Constante de equilíbrio em função das concentrações em quantidade de matéria: K_C.
- Constante de equilíbrio em função das pressões parciais: K_P.
- Fatores que alteram estado de equilíbrio químico: pressão, temperatura e concentração.
- Uso do princípio de Le Chatelier.

Comentários e sugestões

Como o equilíbrio químico é um processo dinâmico, inicie a aula discutindo com seus alunos a ideia de equilíbrio dinâmico por meio da analogia do estacionamento de um grande centro de compras. É interessante que você apresente a situação e deixe que os alunos cheguem às suas próprias conclusões, interferindo para corrigir alguma ideia equivocada que aparecer. Neste momento, é importante que os alunos compreendam que as características macroscópicas de um sistema em equilíbrio químico permanecem inalteradas enquanto as microscópicas continuam em evolução. Para verificar se os alunos estão compreendendo o assunto, peça que escrevam numa folha sobre o que foi discutido na aula e recolha no final.

Interprete e discuta aspectos importantes sobre os gráficos das concentrações das substâncias que participam de uma reação em função do tempo quando o sistema está em equilíbrio químico. Determine a constante de equilíbrio a partir das expressões das taxas de desenvolvimento direta e inversa da reação em equilíbrio. Ressalte que o que caracteriza um sistema em equilíbrio é o fato de as concentrações das substâncias permanecerem constantes sob determinada temperatura.

Realize no quadro alguns exercícios, como exemplo, para calcular a constante de equilíbrio químico em termos de concentração em quantidade de matéria e de pressões parciais, lembrando sempre que a constante de equilíbrio depende exclusivamente da temperatura.

Proponha que os alunos resolvam um determinado exercício individualmente e depois convide um voluntário para mostrar a resolução na lousa. Os colegas podem acompanhar a resolução e ajudar o amigo se observarem algo errado. O professor também pode interferir nesse caso e estimular os alunos a encontrarem uma saída para o problema.

O princípio de Le Chatelier pode ser abordado por meio de exemplos.

Mostre a seus alunos que qualquer perturbação no sistema provocará um deslocamento do equilíbrio no sentido de reestabelecer as condições anteriores à perturbação.

Não é recomendado usar apenas termos, como 'desloca para a esquerda' ou 'desloca para a direita', pois induzem a um processo de mecanização, confundem e dificultam a aquisição de um conhecimento significativo da matéria.

O aluno deve reconhecer que o valor da constante de equilíbrio só se altera com a mudança de temperatura. Logo, o deslocamento provocado pela mudança de concentração das substâncias participantes ou da pressão não alteram o valor da constante.

Lembre sempre que a adição de um catalisador favorece igualmente as reações direta e inversa e, portanto, não provoca deslocamento de equilíbrio.

Proponha aos alunos que façam alguns exercícios em grupos de cinco componentes. Nesta etapa, diga a eles para discutir com os integrantes do grupo e chegar a um consenso sobre a resposta de cada questão proposta. É importante passar pelos grupos e verificar a postura do aluno na tomada de decisões (o que pode ser uma forma de avaliação). Também, neste momento, é possível sanar as dúvidas dos alunos.

Entropia

Segundo o Princípio de Thompsen e Berthelot, uma reação química será progressivamente mais espontânea à medida que for mais exotérmica. Mas existem reações endotérmicas que são espontâneas.

Esse, porém, não é o único critério que deve ser levado em conta para se prever a espontaneidade de uma reação.

Qual então seria o melhor critério para prever a espontaneidade de uma reação?

Rudolf Julius Emanuel Clausius (1822-1888), em 1854, introduziu a ideia de que toda reação espontânea tende para um aumento de desordem no sistema.

O termo desordem em Química significa uma distribuição mais homogênea da matéria e/ou da energia pelo sistema.

Clausius denominou a medida de desordem de um sistema de **entropia**, *S*, que deriva do grego *entropé* (transformação).

Entropia, *S*, de um sistema é uma medida de desordem desse sistema.

A tendência que a entropia de um sistema possui para aumentar corresponde à tendência do sistema de atingir espontaneamente um estado de equilíbrio em termos de distribuição de matéria e/ou energia.

Para uma substância qualquer, temos ainda:

S fase sólida $<$ S fase líquida $<$ S fase gasosa

Logo, à medida que a entropia do sistema aumenta, a capacidade de esse sistema realizar uma transformação espontânea diminui progressivamente.

Terceiro princípio

Não é possível medir diretamente a entropia (desordem) de um sistema, mas é possível determinar a variação de entropia, ΔS, que ocorre no sistema após uma transformação qualquer.

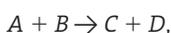
Para um sistema no qual ocorre uma reação química, define-se:

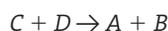
$$\Delta S_{reação} = S_{produtos} - S_{reagentes}$$

O valor de ΔS é expresso em cal/K · mol.

Toda reação química que ocorre com aumento de entropia tende a ser mais espontânea e consequentemente irreversível.

Assim, se uma reação do tipo:

$$A + B \rightarrow C + D,$$

ocorre com aumento de entropia, de modo que: $S_{produto} > S_{reagente}$, então a reação inversa:

$$C + D \rightarrow A + B$$

não ocorrerá espontaneamente.

Quanto mais exotérmica for a reação (**entalpia mínima** ou menor valor de ΔH) e, ao mesmo tempo, quanto maior for a distribuição de matéria e energia no final do processo (**entropia máxima** ou maior valor de ΔS), **mais espontânea** ela será.

Os processos espontâneos jamais se reverterão por conta própria. Assim, por exemplo, no sistema gás-vácuo, o gás ocupa espontaneamente todo o sistema quando a parede móvel é retirada, mas jamais irá se reunir novamente do lado A por conta própria se a parede for colocada de volta. Da mesma forma, o sistema constituído por duas chapas metálicas a temperaturas diferentes atinge o equilíbrio térmico espontaneamente, mas jamais as chapas voltarão às temperaturas iniciais por conta própria.

Concluímos então:

Para diminuir a entropia de um sistema, é necessário realizar trabalho sobre ele.

Para se ter um padrão de referência da entropia de uma substância, lançamos mão do **terceiro princípio da Termodinâmica**, que diz:

A entropia de uma substância na forma de um cristal perfeito, em que as partículas que o constituem estão o mais organizadas possível, na temperatura de zero kelvin, é igual a zero.

Cristal perfeito

Em uma temperatura próxima a zero kelvin, um cristal perfeito possui entropia zero.

Mede-se a quantidade de calor necessária para aquecer as substâncias desde as temperaturas mais próximas do zero absoluto (0 K) até 298 K ou 25 °C. Os valores encontrados são tabelados e correspondem a entropias-padrão das substâncias a 25 °C e 1 atm.

Energia livre de Gibbs

A espontaneidade de uma reação está ligada à variação de entalpia, ΔH, e à variação de entropia, ΔS, e uma reação será tanto mais espontânea quanto menor for o ΔH ($\Delta H < 0$) e maior for o ΔS ($\Delta S > 0$).

No entanto, fica difícil prever a espontaneidade de uma reação em situações do tipo: $\Delta H > 0$ e $\Delta S > 0$ ou $\Delta H < 0$ e $\Delta S > 0$, considerando apenas as variações de entalpia e entropia.

Para resolver esse problema, Josiah Willard Gibbs (1839-1903) relacionou a entalpia com a entropia, criando uma terceira grandeza, conhecida como energia livre de Gibbs, G. Calculando o valor de G, é possível prever de forma bem mais ampla a espontaneidade de processos químicos e físicos.

Em termos práticos, quando ocorre uma reação espontânea entre determinadas substâncias, uma parte da energia liberada pela reação é usada para organizar o sistema.

Prova-se matematicamente – utilizando teorias que só são vistas no Ensino Superior – que a parte da energia gasta na organização do sistema, $\Delta U_{organização}$, é igual ao produto da temperatura absoluta, T, em que foi feita a reação pela variação de entropia, ΔS, dessa reação.

$$\Delta U_{organização} = T \cdot \Delta S$$

Assim, se uma reação libera uma quantidade de energia na forma de calor, ΔH, e gasta determinada quantidade de energia, $T \cdot \Delta S$, para organizar novamente o sistema, o máximo que podemos retirar de energia livre desse sistema para realizar trabalho útil é a diferença:

$\Delta H - T \cdot \Delta S$, conhecida como variação da energia livre de Gibbs, ΔG.

$$\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S$$

O valor de ΔG pode ser expresso em joules, quilojoules, calorias ou quilocalorias; o importante é que, para calcular o valor de ΔG, os valores de ΔH e $T \cdot \Delta S$ devem estar expressos numa mesma unidade de energia (ambos em joules ou ambos em quilojoules, por exemplo).

A denominada energia livre de Gibbs, G, é uma grandeza termodinâmica cuja variação, ΔG, corresponde à máxima energia útil que é possível retirar de um sistema.

$$\Delta G_{reação} = G_{produtos} - G_{reagentes}$$

Assim, por exemplo, para que a fabricação de um produto químico gere lucro, a indústria deve trabalhar gastando o mínimo de energia e retirando o máximo de trabalho útil de suas máquinas. Para encontrar as condições ideais de trabalho, os técnicos utilizam os cálculos de ΔG.

A expressão $\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S$ só é válida à pressão constante (por causa do ΔH) e à temperatura constante (por causa do produto $T \cdot \Delta S$).

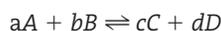
Como ΔG é uma energia retirada do sistema, por convenção seu valor deve ser negativo, $\Delta G < 0$, para indicar um processo espontâneo.

Podemos prever a espontaneidade de um processo químico relacionando as funções ΔH, ΔS e ΔG, denominadas funções de estado porque dependem apenas dos estados inicial e final dos sistemas, e não dos estados intermediários.

Quando o ΔG de uma reação for exatamente igual a zero, essa reação estará em equilíbrio.

$$\Delta G = 0 \rightleftharpoons \Delta H = T \cdot \Delta S \rightleftharpoons \text{equilíbrio}$$

Por exemplo, a seguinte reação genérica:

$$aA + bB \rightleftharpoons cC + dD$$

Se chamarmos de ΔG_d a energia livre envolvida na reação direta e considerarmos $\Delta G_d < 0$, teremos que a reação direta é espontânea.

Se chamarmos de ΔG_i a energia livre envolvida na reação inversa e considerarmos $\Delta G_i > 0$, teremos que a reação inversa não é espontânea.

À medida que a reação direta vai ocorrendo, a energia envolvida nessa reação vai diminuindo e ΔG_d vai se tornando cada vez menos negativo (e a reação vai se tornando cada vez menos espontânea).

A reação inversa, que só ocorre à custa da energia fornecida pela reação direta, começa a se desenvolver e o ΔG_i vai se tornando cada vez menos positivo (e a reação vai se tornando cada vez mais espontânea).

Chega um momento em que ΔG_d se torna igual a ΔG_i; é exatamente nesse momento que a reação entra em equilíbrio.

Resumindo:

$\Delta G < 0 \rightarrow$ reação espontânea

$\Delta G > 0 \rightarrow$ reação não espontânea

$\Delta G = 0 \rightarrow$ as reações direta e inversa estão em equilíbrio

Sendo $\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S$, temos:

ΔH	ΔS	T	Espontaneidade do processo
$\Delta H < 0$	$\Delta S < 0$	Qualquer	É espontâneo.
$\Delta H > 0$	$\Delta S < 0$	Qualquer	Não é espontâneo.
$\Delta H < 0$	$\Delta S < 0$	Baixa	Possivelmente é espontâneo.
$\Delta H < 0$	$\Delta S < 0$	Alta	Possivelmente não é espontâneo.
$\Delta H > 0$	$\Delta S > 0$	Baixa	Possivelmente não é espontâneo.
$\Delta H > 0$	$\Delta S > 0$	Alta	Possivelmente é espontâneo.

É importante observar que o fato de uma reação ser espontânea não significa que ela ocorrerá num intervalo de tempo mensurável. A transformação de diamante em grafita, por exemplo, é espontânea, mas leva milhões de anos para ser concluída.

Trabalho em equipe

As informações a seguir foram extraídas do *site* <www.higieneocupacional.com.br/download/amonia-anidra.pdf>, acesso em: 20 fev. 2013, e podem ajudar a orientar o trabalho dos alunos.

a) "Apresenta risco moderado ao fogo. Em casos de fogo em instalações, o melhor procedimento é estancar o fluxo de gás, fechando a válvula, já que a amônia em concentrações elevadas no ar pode formar uma mistura explosiva. Para isso, pode ser necessário o uso de água, dióxido de carbono ou pó químico, para extinção da chama adjacente à válvula que controla o fornecimento do gás."

b) "Descrição breve dos principais sintomas e efeitos: asfixia por respiração de amônia anidra. Queimadura por contato. A inalação de altas concentrações produz violenta tosse e, se a rápida retirada do local não ocorrer, resultará irritação pulmonar, edema e até a morte por asfixia. A exposição a altas concentrações de vapor de amônia causa irritação, cegueira temporária e severos danos aos olhos; se ingerida provoca ação corrosiva na boca, esôfago e estômago. As soluções aquosas de amônia apresentam praticamente os mesmos danos, dependendo naturalmente de sua concentração. O contato de solução amoniacal com a pele produz um avermelhamento na região afetada, já o contato com amônia anidra liquefeita pode causar graves queimaduras, pela sua ação cáustica e pelo próprio congelamento do local afetado. Em ambientes contaminados com baixas concentrações, o gás só causa irritação nos olhos; e incomoda na respiração. Não é tóxico de efeitos acumulativos. Além desses ocorre inchamento de todo o corpo, colapso, febre, tosse, fortes dores na boca, no peito, nos olhos, ouvidos e garganta e no abdômen e vômito."

c) "Inalação: Remova a vítima para a área não contaminada e arejada e administre oxigênio, se disponível, sob máscara facial ou catéter nasal. Aplique manobras de ressuscitação em caso de parada respiratória. Encaminhe imediatamente ao hospital mais próximo.

Contato com a pele: retirar rapidamente as roupas e calçados contaminados e lavar as partes atingidas com água corrente em abundância durante 15 minutos. Se houver, aplique ácido acético ou vinagre. Não colocar ataduras durante 24 horas. Encaminhar ao médico.

Contato com os olhos: o atendimento imediato é fundamental. Lavar os olhos com água corrente durante uns 15 minutos, mantendo a pálpebra erguida, para permitir a máxima remoção do produto. Se houver disponível, aplicar solução de ácido bórico 5%. Após esses cuidados encaminhar imediatamente ao médico oftalmologista.

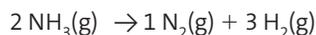
Ingestão: o acidentado consciente pode ingerir água ou leite, sempre aos poucos para não induzir vômitos. Não provocar vômitos. Encaminhar ao médico informando as características do produto.

Quais ações devem ser evitadas: em caso de ingestão por amônia, nunca dê nada pela boca a pessoas inconscientes ou em estado convulsivo."

Resolução dos exercícios

1 Alternativa d.

Balanceando a equação, temos:

$2\ NH_3(g) \rightarrow 1\ N_2(g) + 3\ H_2(g)$

Curva A: N_2 → a concentração aumenta com o tempo.

Curva B: H_2 → a concentração triplica em relação à do N_2.

Curva C: NH_3 → a concentração diminui com o tempo.

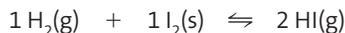
2 Alternativa a.

No instante inicial de uma reação a concentração dos reagentes é máxima e vai diminuindo no desenvolver da reação, pois estes são consumidos para a formação dos produtos.

3 Alternativa e.

Quanto maior o valor de K_C, maior é a concentração de produtos no equilíbrio.

4 Alternativa e.

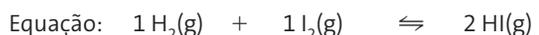
$1\ H_2(g) \quad + \quad 1\ I_2(s) \quad \rightleftharpoons \quad 2\ HI(g)$

$$K_C = \frac{[HI]^2}{[H_2]}$$

Substâncias puras nas fases sólida ou líquida apresentam concentração constante e não participam da expressão de K_C.

5 Expressão de K_C para o equilíbrio:

$$K_C = \frac{[PC\ell_5]}{[PC\ell_3] \cdot [C\ell_2]} \Rightarrow K_C = \frac{\frac{0{,}120}{3}}{\frac{0{,}600}{3} \cdot \frac{0{,}0120}{3}}$$

$$K_C = \frac{0{,}04}{0{,}2 \cdot 0{,}004} \Rightarrow K_C = 50$$

6 Alternativa c.

Equação:	$1\ H_2(g)$	+	$1\ I_2(g)$	$\rightleftharpoons$	$2\ HI(g)$
início	1 mol		1 mol		———
reação	*x* mol		*x* mol		2 *x* mol
equilíbrio	1 – *x* mol		1 – *x* mol		2 *x* mol

Volume = 1 L

$$K_C = \frac{[HI]^2}{[H_2] \cdot [I_2]}$$

$$K_C = \frac{\frac{(2x)^2}{1}}{\frac{(1-x)}{1} \cdot \frac{(1-x)}{1}} \Rightarrow 49 = \frac{4x^2}{1 - 2x - x^2}$$

$$45x^2 - 98x + 49 = 0$$

$$x = \frac{-b \pm \sqrt{b^2 - 4 \cdot a \cdot c}}{2 \cdot a}$$

$$x = \frac{-(-98) \pm (98)^2 - 4 \cdot 45 \cdot 49}{2 \cdot 45}$$

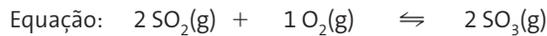
$$x = \frac{98 \pm 784}{2 \cdot 45} \Rightarrow x = \frac{98 \pm 28}{90}$$

$x_1 = +1{,}4 > 1{,}0$ mol (não tem significado físico)

$x_2 \simeq 0{,}78$

$$[HI] = \frac{2x}{1} \Rightarrow [HI] \simeq 2 \cdot 0{,}78 \Rightarrow [HI] \simeq 1{,}56 \text{ mol/L}$$

7 Alternativa d.

Equação:	$2\,SO_2(g)$ +	$1\,O_2(g)$	$\leftrightharpoons$	$2\,SO_3(g)$
início:	6 mol	5 mol		———
reação:	4 mol	2 mol		4 mol
equilíbrio:	2 mol	3 mol		4 mol

Para um volume de 1 L, tem-se:

$$K_C = \frac{[SO_3]^2}{[SO_2]^2 \cdot [O_2]} \Rightarrow K_C = \frac{4^2}{2^2 \cdot 3} \Rightarrow K_C \approx 1{,}33$$

8 Alternativa a.

$$K_C = \frac{[NH_3]^2}{[N_2] \cdot [H_2]^3}$$

$$1{,}67 \cdot 10^{-3} = \frac{[NH_3]^2}{2{,}0 \cdot (3{,}0)^3} \Rightarrow [NH_3] = 0{,}30 \text{ mol} \cdot L^{-1}$$

9 Alternativa a.

Cálculo da concentração em quantidade de matéria de cada gás no equilíbrio:

200 mol de $SO_3(g)$ ——— 400 L

x ——— 1 L

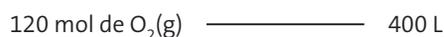
$$x = \frac{1 \cdot 200}{400} \Rightarrow x = 0{,}5 \text{ mol de } SO_3(g)/L$$

80 mol de $SO_2(g)$ ——— 400 L

y ——— 1 L

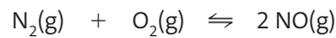
$$y = \frac{1 \cdot 80}{400} \Rightarrow y = 0{,}2 \text{ mol de } SO_2(g)/L$$

120 mol de $O_2(g)$ ——— 400 L

z ——— 1 L

$$z = \frac{1 \cdot 120}{400} \Rightarrow z = 0{,}3 \text{ mol de } O_2(g)/L$$

$$K_C = \frac{[SO_3]^2}{[SO_2]^2 \cdot [O_2]} \Rightarrow K_C = \frac{(0{,}5)^2}{(0{,}2)^2 \cdot 0{,}3} \Rightarrow K_C = 20{,}8$$

10 Alternativa e.

$$N_2(g) + O_2(g) \leftrightharpoons 2\,NO(g)$$

$$K_p = \frac{(pNO)^2}{(pN_2) \cdot (O_2)} \Rightarrow K_p = \frac{(1)^2}{(0{,}8) \cdot (2)}$$

$$K_p = \frac{1}{1{,}6} \Rightarrow K_p = 0{,}625$$

11 a) Como a temperatura (720 K) nas duas situações é a mesma, a constante de equilíbrio da reação não se altera. Partindo-se de uma mistura equimolar de $CO(g)$ e $C\ell_2(g)$ (mesma quantidade de matéria), as pressões parciais desses dois gases se manterão iguais em todos os instantes, uma vez que eles reagem na proporção de 1 mol para 1 mol. A pressão total inicial é de 2 atm; logo concluímos que a pressão inicial de cada gás será de 1 atm. Com o passar do tempo, as pressões de $CO(g)$ e de $C\ell_2(g)$ irão diminuir, e a de $COC\ell_2(g)$ irá aumentar na proporção de 1 : 1 : 1. Atingindo o equilíbrio, teremos as mesmas pressões parciais de equilíbrio da primeira situação.

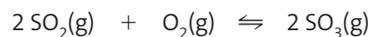
b) $K_p = \frac{pCO \cdot pC\ell_2}{pCOC\ell_2}$

Pelo gráfico, temos:

$$K_p = \frac{0{,}35 \cdot 0{,}35}{0{,}65}$$

$K_p \simeq 0{,}188$ ou $\simeq 0{,}19$

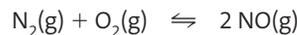
12 Alternativa e.

$$2\,SO_2(g) + O_2(g) \leftrightharpoons 2\,SO_3(g)$$

$$K_C = K_p \cdot \frac{(1)^{\Delta n}}{(R \cdot T)}$$

$$K_C = 2{,}8 \cdot 10^2 \cdot \frac{(1)^{-1}}{0{,}082 \cdot 10^3}$$

$$K_C \simeq 2{,}3 \cdot 10^4$$

13 Alternativa c.

$$N_2(g) + O_2(g) \leftrightharpoons 2\,NO(g)$$

$$K_p = \frac{(pNO)^2}{(pN_2) \cdot (O_2)} \Rightarrow K_p = \frac{(0{,}1)^2}{(0{,}2) \cdot (0{,}01)}$$

$$K_p = \frac{0{,}01}{0{,}02} \Rightarrow K_p = 5$$

14 Alternativa b.

A constante de equilíbrio de uma reação depende apenas da temperatura.

15 a) O equilíbro é deslocado no sentido dos produtos.

b) O equilíbro é deslocado no sentido dos produtos.

c) O equilíbro é deslocado no sentido dos reagentes.

d) O equilíbro é deslocado no sentido dos reagentes.

e) O equilíbro é deslocado no sentido dos produtos.

16 Para deslocar o equilíbrio no sentido dos produtos (formação de gases não tóxicos) podemos aumentar a

concentração de reagentes, CO(g) e NO(g) ou diminuir a concentração de produtos, CO_2(g) e N_2(g), retirando-os do sistema na medida em que vão sendo formados.

17 Alternativa b.
A constante de equilíbrio só se altera com a variação de temperatura. A adição de reagentes ou de produtos apenas faz o equilíbrio se deslocar e mantém invariável o valor da constante de equilíbrio.

18 Alternativa b.
Nesse sistema a transformação de reagentes em produtos ocorre sem variação de volume, por isso, o equilíbrio não pode ser deslocado por variação de pressão.

19 Alternativa d.
A equação indicada no enunciado pode ser escrita como:
$N_2(g) + 3\,NH_2(g) \rightleftharpoons 2\,NH_3(g) + 91{,}8\text{ kJ}$
A diminuição da temperatura favorece o equilíbrio para o lado em que o calor é liberado (no sentido de formação da amônia).

Capítulo 9 – Equilíbrios iônicos, pH e K_{PS}

Este capítulo trata de equilíbrios químicos iônicos. Muitos dos conceitos estudados em equilíbrios moleculares são aplicados aqui. Também desenvolve-se o conceito de ácido e base de Brönsted-Lowry a partir do qual pode-se concluir a força de ácidos e bases analisando valores da constante de equilíbrio de ionização ou dissociação e do grau de ionização α.

Aplicamos a lei de diluição de Ostwald para eletrólitos fracos e utilizamos o princípio de Le Chatelier para prever o sentido do deslocamento de equilíbrios.

Um exemplo de reação reversível que está muito presente no cotidiano das pessoas é a reação de ionização da água. Este capítulo trata também do equilíbrio iônico da água, dos conceitos de pH, pOH, hidrólise de sais e da constante do produto de solubilidade.

Objetivos

- Representar as equações de ionização dos ácidos e bases.
- Escrever as constantes de ionização ou dissociação, K_a e K_b.
- Relacionar e interpretar os valores das constantes de ionização, K_a e K_b, a força dos ácidos e bases.
- Conceituar ácido e base de Brönsted-Lowry.
- Compreender e relacionar o grau de ionização à força dos ácidos e bases.
- Compreender a relação da constante de ionização, grau de equilíbrio e concentração em quantidade de matéria estabelecida pela lei da diluição de Ostwald.
- Calcular a constante de equilíbrio ou concentração em mol/L ou grau de ionização dos eletrólitos fracos, utilizando a expressão da lei de diluição de Ostwald.
- Prever o sentido do deslocamento dos equilíbrios iônicos utilizando o princípio de Le Chatelier.
- Entender a equação de autoionização da água e identificar as espécies (H_3O^{1+}, OH^{1-} e H_2O) que participam desse equilíbrio químico.
- Determinar pH e pOH a partir dos valores das concentrações em quantidade de matéria de H_3O^{1+} e OH^{1-}.
- Relacionar o valor de K_w com a temperatura.
- Estabelecer relações de valores de pH e de pOH a materiais presentes no cotidiano como alimentos, cosméticos, medicamentos, etc.
- Calcular os valores de pH e pOH das soluções a partir dos valores das concentrações em quantidade de matéria e vice-versa.
- Prever e compreender o sentido do deslocamento do equilíbrio por meio do efeito do íon comum.
- Definir hidrólise.
- Compreender os processos envolvidos na hidrólise.
- Entender como ocorre o efeito tampão de uma solução em equilíbrio químico.
- Representar a expressão de K_{PS} para eletrólitos pouco solúveis (sais e bases).
- Compreender e classificar as soluções em saturadas, insaturadas e prever a formação do precipitado utilizando o K_{PS}.
- Determinar o valor de K_{PS} pelo valor do coeficiente de solubilidade da substância e vice-versa.
- Estabelecer relações entre K_{PS} e situações do cotidiano, como cálculos renais, por exemplo.

Conteúdos específicos indispensáveis para a sequência dos estudos

- Constantes de ionização × força de ácidos e bases
- Lei da diluição de Ostwald
- Deslocamento dos equilíbrios iônicos
- Produto iônico da água: K_w
- pH e pOH
- Hidrólise de sais: caráter ácido e caráter básico efeito do íon comum
- Constante do produto de solubilidade: K_{PS}

Comentários e sugestões

Inicie uma discussão com seus alunos para relembrar as características de equilíbrio químico. Peça a eles que citem os principais conceitos estudados nas aulas anteriores sobre equilíbrio. Seria interessante escrever na lousa as respostas que forem surgindo. Considerando as respostas dos alunos sobre conceitos que forem lembrados, aborde os equilíbrios iônicos.

É importante que o aluno compreenda e relacione a força de um ácido ou de uma base à constante de equilíbrio e saiba utilizar a expressão matemática da lei da diluição de Ostwald para calcular tanto a constante de equilíbrio como o grau de ionização ou a concentração em quantidade de matéria de eletrólitos fracos.

Sobre o deslocamento de equilíbrio, o princípio de Le Chatelier é aplicado da mesma maneira, a diferença é a adição de substâncias e íons que reagem consumindo as espécies que estão em equilíbrio químico.

Se for viável, sugerimos que você deixe em sala um galinho do tempo. À medida que este fosse mudando de cor, você poderia ir discutindo com os alunos o deslocamento de equilíbrio conforme é mostrado no boxe **Curiosidade** – Equilíbrios na previsão do tempo.

Sugerimos que os exercícios sejam feitos em grupos de quatro alunos no caderno. É importante que você resolva alguns exercícios na lousa.

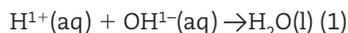
Proponha aos alunos que façam, em dupla, uma pesquisa a ser entregue por escrito sobre os diferentes conceitos de ácidos e bases. Faça um sorteio para que uma dupla apresente oralmente sua pesquisa aos colegas. Posteriormente poderia ocorrer um debate sobre o assunto proposto. Essa pesquisa pode ser uma forma de avaliação.

Conversa com o professor

Teorias ácido-base do século XX

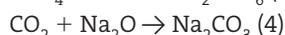
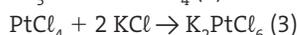
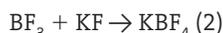
Teoria de Arrhenius

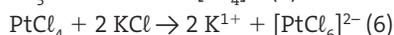
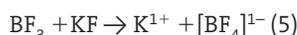
Apresentada em 1887 pelo químico sueco Svante Arrhenius, como parte de sua teoria da dissociação eletrolítica. Segundo essa teoria, ácido é toda substância que em água produz íons H^{1+} e base é aquela que produz OH^{1-}. A neutralização seria a reação entre essas duas espécies iônicas, produzindo água:

$H^{1+}(aq) + OH^{1-}(aq) \rightarrow H_2O(l)$ (1)

Esta teoria foi muito importante, pois além de dar conta de um grande número de fenômenos já conhecidos, provocou o desenvolvimento de várias linhas de pesquisa, inclusive contribuindo para estabelecer as bases científicas da Química analítica. Alguns exemplos: a aplicação da lei de ação das massas a equilíbrios iônicos e a obtenção da lei de diluição de Ostwald (Ostwald, 1887); a equação de Nernst, que relaciona a força eletromotriz das pilhas com a concentração dos íons (Nernst, 1888-1889); o efeito tampão (Fernbach, 1900); o primeiro estudo quantitativo de um indicador (Friedenthal, 1904); o conceito de pH (Sorensen, 1909), etc. Apesar de todos esses avanços, desde o início a teoria mostrou-se restrita à água, sendo que em alguns casos foi possível estendê-la a outros solventes, e em sistemas sólidos não havia possibilidade de aplicá-la.

As críticas de Werner

No período de 1895 a 1911, Alfred Werner, o fundador da química de coordenação, teceu uma série de críticas às teorias ácido-base (Arrhenius e as teorias do século XIX ainda em uso), chamando a atenção para a semelhança funcional da neutralização com outras reações:

$BF_3 + KF \rightarrow KBF_4$ (2)
$PtC\ell_4 + 2\ KC\ell \rightarrow K_2PtC\ell_6$ (3)
$CO_2 + Na_2O \rightarrow Na_2CO_3$ (4)

Werner reinterpretou o processo de neutralização não como uma simples reação de adição, mas como uma reação de transferência, levando à formação de espécies coordenadas, de modo que as reações acima poderiam ser equacionadas como:

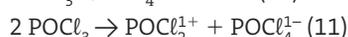
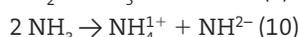
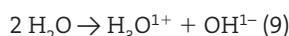
$BF_3 + KF \rightarrow K^{1+} + [BF_4]^{1-}$ (5)
$PtC\ell_4 + 2\ KC\ell \rightarrow 2\ K^{1+} + [PtC\ell_6]^{2-}$ (6)
$CO_2 + Na_2O \rightarrow 2\ Na^{1+} + [CO_3]^{2-}$ (7)

Teoria dos sistemas solventes

Começou a ser desenvolvida em 1905 por E. C. Franklin, principalmente para a amônia (NH_3) líquida, e depois por vários outros pesquisadores, por generalização da teoria de Arrhenius a vários outros solventes. Essa teoria considera que todo solvente sofre uma autoionização, gerando um cátion (ácido) e uma base (ânion):

solvente $\rightarrow$ cátion + ânion (8)

Ácido é tudo que faz aumentar a concentração do cátion característico do solvente e base é o que aumenta a concentração do ânion característico.

A neutralização é a formação do solvente a partir desses cátions e ânions característicos.

$2\ H_2O \rightarrow H_3O^{1+} + OH^{1-}$ (9)
$2\ NH_3 \rightarrow NH_4^{1+} + NH^{2-}$ (10)
$2\ POC\ell_3 \rightarrow POC\ell_2^{1+} + POC\ell_4^{1-}$ (11)

Dezenas de solventes foram estudados, principalmente visando obter novas reações e compostos.

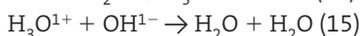
Teoria protônica

Foi proposta em 1923, independentemente, por G. Lewis (EUA), T. Lowry (Inglaterra) e J. Brönsted (Dinamarca).

O último foi um dos que mais contrubuiu para o desenvolvimento dessa teoria.

Segundo essa teoria, ácido é um doador de prótons (seria o mesmo que o íon H^+, o núcleo do hidrogênio, porém essa definição ajuda a diferenciar da teoria de Arrhenius) e base, um receptor de prótons. A reação de neutralização seria uma transferência de prótons entre um ácido e uma base.

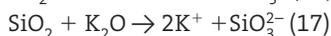
$AH + B \rightarrow BH + A$ (12)

Exemplos:

$HC\ell + NH_3 \rightarrow NH_4^{1+} + C\ell^{1-}$ (13)
$HAc + H_2O \rightarrow H_3O^{1+} + Ac^{1-}$ (14)
$H_3O^{1+} + OH^{1-} \rightarrow H_2O + H_2O$ (15)
(Ac^{1-} = acetato)

Essa teoria permitiu o estudo em sistemas fortemente ácidos (ácido sulfúrico como solvente), em sistemas sólidos; o desenvolvimento de indicadores para estes meios (Hammett, 1928); estudos de catálise ácido-base, com a respectiva equação de Brönsted (Brönsted, 1924); estudos de próton afinidade em fase gasosa (propostos por Sherman em 1932, mas cujas medições só foram iniciadas na década de 1960), etc. É uma teoria bastante utilizada e atual.

Teoria de Lux

Proposta por H. Lux em 1939 é, em sua forma, semelhante à teoria protônica, considerando o ânion óxido (O^{2-}) a entidade transferida. Ácido é um receptor de O^{2-} e base, um doador. Uma reação entre um óxido ácido (CO_2) e um óxido básico (CaO) seria uma reação de neutralização:

$CO_2 + CaO \rightarrow Ca^{2+} + CO_3^{2-}$ (16)
$SiO_2 + K_2O \rightarrow 2K^+ + SiO_3^{2-}$ (17)

Essa teoria mostrou-se bastante útil para tratar de reações envolvendo líquidos iônicos (sais e óxidos fundidos) que ocorrem na metalurgia, na fabricação de vidro e cerâmica, nos sistemas geoquímicos, etc.

Teoria eletrônica

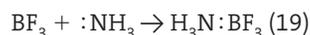
Como consequência de sua teoria do par eletrônico para explicar as ligações químicas, G. N. Lewis propôs uma teoria ácido-base em 1923 (junto com a teoria protônica). Considerava que ácido (A) é toda espécie química capaz de receber um par eletrônico e que base (B) é aquela capaz de doar um par eletrônico (representado por :).

De maneira geral: $A + :B \rightarrow A:B$ (18)

O composto A:B recebe nomes diversos, conforme a circunstância: aduto, sal, complexo, complexo ácido-base, complexo doador-aceitador, etc.

A equação 18 representa uma reação genérica de neutralização.

Como exemplos de reações de neutralização estão todas as reações já citadas e outras como:

$BF_3 + :NH_3 \rightarrow H_3N:BF_3$ (19)

Essa reação, e muitas outras semelhantes, passaram então a ser consideradas reações ácido-base, e não haviam sido englobadas pelas teorias anteriores.

Essa teoria foi aplicada inicialmente no estudo de reações orgânicas (Lowry, Robinson, Ingold e Lapworth, na Inglaterra) e na química de coordenação (Sidwick, na Inglaterra). Surgiram, então, os termos: doador e aceitador (Sidwick, 1927) e reagentes eletrofílicos e nucleofílicos (Ingold, 1933).

Os termos cunhados por Ingold envolviam não apenas ácidos e bases, mas também oxidantes e redutores, generalizando assim os próprios conceitos de Lewis. Porém os diversos nomes e a generalidade excessiva não contribuíram para popularizar a teoria, ficando a forma preconizada por Ingold restrita ao estudo dos mecanismos de reações orgânicas e a denominação de Sidwick, ao campo da química de coordenação, não figurando em textos mais gerais ou introdutórios.

Em 1938, Lewis retornou ao tema ácido-base, especificando os critérios fenomenológicos (ou macroscópicos) para esse comportamento:

- A reação entre um ácido e uma base (neutralização) é rápida.
- Um ácido (ou uma base) pode deslocar de seus compostos um ácido (ou uma base) mais fraco(a).
- Ácidos e bases podem ser titulados um com o outro por meio de indicadores.
- Ácidos e bases são capazes de atuar como catalisadores.

Esses critérios são uma síntese brilhante do comportamento ácido-base e Lewis une essas observações fenomenológicas com a interpretação molecular (microscópica). Depois disso sua teoria "decolou", passando a ser vista, em sua generalidade, como uma teoria unificadora, saindo dos contextos restritos em que estava antes.

O desenvolvimento posterior da teoria eletrônica foi caracterizado principalmente pela sua quantificação. Alguns exemplos dos estudos desenvolvidos: o ácido etilenodiamintetra-acético (EDTA) e outros agentes quelantes (G. Schwartzenbach, 1940); o estudo de efeitos estéricos em adutos (H. Brown, 1940); os con-

ceitos de ácidos duros e moles (R. Pearson, 1963); as equações EC para prever as entalpias de formação de adutos (R. Drago, a partir da década de 1960); os conceitos de doabilidade ('donicidade') e aceitabilidade e suas medidas, bem como a correlação de fenômenos ácido-base e de oxirredução (V. Gutmann, idem); a aplicação da química quântica às reações ácido-base (Klopman, idem), e a química supramolecular (Lehn, a partir da década de 1970).

Teoria de Usanovich

"Em 1939, o químico soviético M. Usanovich apresentou uma teoria que pretendia generalizar todas as teorias existentes. Definia ácido como a espécie que reage com a base para formar sais, doando cátions ou aceitando ânions ou elétrons, e base como a espécie que reage com o ácido para formar sais, doando ânions ou elétrons ou combinando-se com cátions. Essas definições são de certo modo semelhantes aos conceitos de reagentes eletrofílicos e nucleofílicos de Ingold.

Apesar de constar por algum tempo em vários textos, e ser eventualmente mencionada, praticamente não gerou nenhuma linha de pesquisa.

[...]

Uma 'boa' teoria, além de explicar os fatos de seu domínio, tem também que gerar pesquisas, propor problemas e fazer previsões que, ao serem confirmadas, além de darem um embasamento mais forte à teoria, geram também novas pesquisas e assim por diante. Uma ‹boa› teoria necessita também ser prática, simples e funcional, para que possa ser facilmente utilizada pelos pesquisadores e também ensinada.

Todas as teorias mencionadas foram 'boas' no sentido de explicar. Todas geraram novas linhas de pesquisa, cada uma em seu tempo, [...]. As que mais se destacam por todas essas características citadas, sendo também as mais utilizadas, são as teorias protônica e eletrônica."

CHAGAS, Aécio Pereira. *Revista Química Nova na Escola*. Disponível em: <http://qnesc.sbq.org.br/online/qnesc09/historia.pdf>. Acesso em: 21 mar. 2016.

Comentários e sugestões

Nesta coleção, optamos por trabalhar com o íon H_3O^{1+}, em vez da forma simplificada, H^{1+}. Na verdade o H^{1+} é um próton, uma partícula subatômica que não pode existir isoladamente. O que existe, de fato, é o hidrônio, H_3O^{1+}, e o íon hidrônio hidratado:

$H_3O^{1+} \cdot 3\ H_2O$ ou $H_9O_4^{1+}$

Inicie a aula conversando com os alunos sobre o equilíbrio iônico da água, mostrando que, como toda constante de equilíbrio, o valor de K_W só depende da temperatura. A partir disso, aborde o produto iônico da água. É importante que os alunos associem o baixo valor de K_W à pequena concentração em quantidade de matéria dos íons, H_3O^{1+} e OH^{1-}.

Partindo do produto iônico da água, aborde os três tipos de solução: básica, neutra e ácida. É essencial dar a palavra aos alunos para tentar perceber o que eles pensam e observam e como podem explicar esses três tipos de soluções partindo dos valores das concentrações em quantidade de matéria dos íons H_3O^{1+} e OH^{1-}. Este é um bom momento para discutir os termos referentes a pH e pOH. Discuta com os alunos valores de pH e pOH de soluções que estão presentes no cotidiano listados nas páginas 217 e 218.

Partindo do conceito de pH, discuta a hidrólise de sais. Os alunos geralmente pensam que todo sal é neutro (apesar de termos trabalhado o caráter ácido e básico dos sais no Volume 1).

Para iniciar a discussão do efeito do íon comum, sugerimos a atividade experimental da página 223.

Explique aos seus alunos o comportamento de uma solução-tampão e comente o quanto esse fenômeno é importante tanto em macrossistemas, como o pH das águas dos oceanos, quanto em microssistemas, como a manutenção de um organismo vivo.

Discuta com os alunos os equilíbrios envolvidos nos estados de alcalose e acidose do boxe **Saúde e sociedade**.

Explique o produto de solubilidade a partir das soluções saturadas e insaturadas. É importante que os alunos compreendam que esse produto de solubilidade é uma constante de equilíbrio que pode ser aplicada a substâncias pouco solúveis. As interpretações são aplicações dos conceitos das constantes de equilíbrio já estudadas em sala de aula. O K_{PS} não será novidade para os alunos, pois é mais um tipo de constante de equilíbrio.

Experimento

Efeito do íon comum no equilíbrio

Esta atividade pode ser feita pelos alunos, em grupo de cinco componentes. É conveniente no momento da atividade experimental que você passe pelos grupos para verificar quais ideias estão sendo construídas e discutidas. Caso perceba que há alguma concepção errônea, anote e, após a finalização do experimento, aborde a questão na discussão final.

É importante que cada grupo exponha para a sala as suas hipóteses e observações sobre as questões do boxe **Investigue**. Um debate intermediado pelo professor pode ajudar na construção do conhecimento sobre o efeito do íon comum num sistema em equilíbrio químico.

Investigue

1. $NH_4OH(aq) \rightleftharpoons NH_4^{1+}(aq) + OH^{1-}(aq)$
   $NH_4HCO_3\ (aq) \rightleftharpoons NH_4^{1+}(aq) + HCO_3^{1-}(aq)$
2. O íon amônio, $NH_4^{1+}(aq)$.
3. A solução que havia adquirido coloração rósea por conta da presença de fenolftaleína em meio básico volta a ficar praticamente incolor. Isso ocorre porque o excesso de íons amônio fornecido pela adição do sal bicarbonato de amônio desloca o equilíbrio de dissociação do hidróxido de amônio no sentido do reagente, ou seja, de consumir os íons amônio em excesso e, com isso, a concentração de íons hidróxido diminui. Como a basicidade (o pH) do meio diminui, a solução volta a ficar incolor.
4. A solução permanece rósea na água aquecida e fica incolor quando a colocamos no banho de gelo.
   A dissociação do hidróxido de amônio é um processo exotérmico porque é favorecido por um aumento de temperatura.

Conversa com o professor

Neutralização de efluentes com $CO_2(g)$

Efluentes são resíduos líquidos resultantes de processos industriais que, em geral, necessitam de tratamento prévio antes de serem descartados na natureza.

A manutenção dos recursos hídricos, tanto para o consumo industrial como para o doméstico, necessita de controle constante dos efluentes lançados na natureza, com base em parâmetros previamente estabelecidos, de modo a permitir a preservação da fauna e da flora, além do reaproveitamento das águas dos mananciais.

No Brasil, a faixa de pH permitida para o lançamento de efluentes na natureza varia entre 5 e 10, conforme a região.

Muitas vezes, os processos industriais que envolvem substâncias como soda cáustica, potassa cáustica, cal, etc., acabam gerando efluentes com pH maior que 10. Esses efluentes devem sofrer a adição de soluções ácidas para corrigir o pH aos níveis toleráveis, antes de serem descartados.

É importante perceber, no entanto, que a neutralização de efluentes alcalinos ou ácidos, antes que sejam lançados na rede de esgotos e acabem por poluir os rios, é apenas uma medida paliativa, pois os sais resultantes da neutralização podem causar a morte de peixes e de plantas aquáticas pelo processo de osmose.

Como o pH é uma função exponencial da concentração de íons $H_3O^{1+}(aq)$ e de íons $OH^{1-}(aq)$, pequenas variações nos valores de pH representam grandes diferenças nas concentrações desses íons.

Há alguns anos, a maioria das indústrias utilizava o ácido sulfúrico, $H_2SO_4(aq)$, ou o ácido clorídrico, $HC\ell(aq)$, para esse fim, porém os danos causados por esses ácidos fortes e os altos riscos de sua utilização levaram à procura de métodos alternativos.

Um método eficiente de neutralização de efluentes alcalinos, que apresenta baixo custo, segurança e proteção ao meio ambiente, é o que se baseia na utilização de gás carbônico, $CO_2(g)$.

Esse método vem sendo empregado com sucesso em muitos países para neutralizar águas residuais alcalinas em substituição aos ácidos fortes.

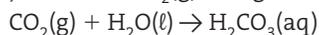
O $CO_2(g)$ não é tóxico. Em contato com a água, forma teoricamente o ácido carbônico, $H_2CO_3(aq)$, um ácido de ação branda e eficiente que promove a neutralização dos componentes alcalinos do efluente. A eficiência do processo é explicada pela superfície de contato entre o $CO_2(g)$ e as substâncias que devem ser neutralizadas. O resultado é livre dos inconvenientes que os outros ácidos usados com o mesmo propósito apresentam.

O sistema que conduz o $CO_2(g)$ sob pressão (sistema ejetor) produz microbolhas de gás que se espalham por uma grande área, o que permite um aproveitamento quase total do $CO_2(g)$ e, portanto, uma grande eficiência no processo de neutralização.

Um problema em relação a esse método é que a medida de pH não fornece uma ideia precisa sobre a carga alcalina proveniente de outros íons além do hidróxido, $OH^{1-}(aq)$, tais como o carbonato, $CO_3^{2-}(aq)$, e o bicarbonato, $HCO_3^{1-}(aq)$ (bases de Brönsted e Lowry).

Para calcular a quantidade de $CO_2(g)$ necessária para neutralizar os íons $OH^{1-}(aq)$ dos efluentes e para dimensionar os equipamentos, é preciso considerar, além das medidas de pH, a quantidade de íons $CO_3^{2-}(aq)$ e $HCO_3^{1-}(aq)$ que serão formados no processo.

A neutralização com $CO_2(g)$ consiste basicamente em reagir o ácido carbônico, $H_2CO_3(aq)$, formado pela reação entre o $CO_2(g)$ e a água

$$CO_2(g) + H_2O(\ell) \rightarrow H_2CO_3(aq)$$

com substâncias de características básicas, de modo a neutralizar essas substâncias e preparar o efluente para as etapas seguintes do tratamento.

Resolução dos exercícios

1 Alternativa e.
As espécies no estado de agregação sólido não são consideradas na expressão para a constante de equilíbrio.

2 Alternativa b.
A solução melhor condutora de eletricidade é aquela que possui maior grau de ionização, ou seja, possui maior valor na constante de ionização, K_a. No caso, é a solução 0,1 mol/L de HBr.

3 a) A maior abundância dos ânions na solução está relacionada à força do ácido, que é maior quando o valor de K_i é maior. Assim temos:
$CO_3^{2-} < HCO_3^{1-} < C_2O_4^{2-} < HC_2O_4^-$
b) O ácido oxálico, $H_2C_2O_4$, porque possui o maior valor de K_i, ou seja, $K_i = 5{,}9 . 10^{-2}$.

4 Alternativa e.
Quanto maior o valor de K_a, maior a força ácida e, portanto, menor a força básica.
Como o valor de K_a para o íon CN^{1-} é o menor, esses íons apresentam a maior força básica, seguidos pelos íons HCO_3^{1-} e CH_3COO^{1-}.

5 Alternativa a.
Quanto maior o valor de K_a, maior o valor do grau de ionização α.

6 Alternativa d.
A constante de ionização K_i só varia com a temperatura. Para um ácido fraco, $K_i = \alpha^2 \cdot [\ ]$. Se a concentração em quantidade de matéria da solução inicial diminuiu 100 vezes, α^2 aumentou 100 vezes para que K_i continue constante.
Concluímos, então, que o grau de ionização α aumentou 10 vezes: $(10)^2 = 100$.

7 Alternativa d.
$K_i = \alpha^2 \cdot [\ ] \Rightarrow K_i = (0{,}01)^2 \cdot 0{,}01 \Rightarrow K_i = 1{,}0 \cdot 10^{-6}$

8 Para eletrólitos fracos: $K_a = \alpha^2 \cdot [\ ]$.

$$[\ ] = \frac{K_a}{\alpha^2} \quad \Rightarrow \quad [\ ] = \frac{5{,}27 \cdot 10^{-10}}{(0{,}075 \cdot 10^{-2})^2}$$

$$[\ ] = \frac{5{,}27 \cdot 10^{-10}}{5{,}625 \cdot 10^{-7}} \quad \Rightarrow \quad [\ ] \simeq 9{,}37 \cdot 10^{-4}$$

9 Alternativa a.
Para base fraca, $1 - \alpha \simeq 1$, portanto, vale a relação:
$K_i = \alpha^2 \cdot [\ ] \quad \Rightarrow \quad K_i = (2{,}83 \cdot 10^{-3})^2 \cdot 2$
$K_i = 8{,}0089 \cdot 10^{-6} \cdot 2$
$K_i \simeq 1{,}60 \cdot 10^{-5}$

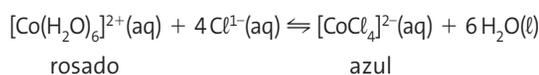
10 Alternativa d.
Para ácido fraco, $1 - \alpha \simeq 1$, portanto, vale a relação:
$K_a = \alpha^2 \cdot [\ ] \quad \Rightarrow \quad K_a = (6 \cdot 10^{-5})^2 \cdot 0{,}1$
$K_a = 36 \cdot 10^{-10} \cdot 10^{-1}$
$K_a = 3{,}6 \cdot 10^{-10}$

11 Primeiro vamos encontrar o K_i.
$K_i = \alpha^2 \cdot [\ ] \Rightarrow K_i = (0{,}0135)^2 \cdot 0{,}1 \Rightarrow K_i = 1{,}8 \cdot 10^{-5}$
Agora podemos calcular o α.

$$K_i = \alpha^2 \cdot [\ ] \quad \Rightarrow \quad \alpha^2 = \frac{1{,}8 \cdot 10^{-5}}{0{,}01} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow \alpha^2 = 1{,}8 \cdot 10^{-3} \Rightarrow \alpha = 4{,}24 \cdot 10^{-2} \text{ ou } 4{,}24\%$$

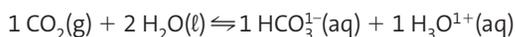
12 a) Equação do equilíbrio:

$$\underset{\text{rosado}}{[Co(H_2O)_6]^{2+}(aq)} + 4\,C\ell^{1-}(aq) \rightleftharpoons \underset{\text{azul}}{[CoC\ell_4]^{2-}(aq)} + 6\,H_2O(\ell)$$

Pelo princípio de Le Chatelier, um aumento de temperatura sobre um sistema em equilíbrio irá favorecer a reação endotérmica.
Na água em ebulição (sistema B), observa-se a cor azul, o que significa que o equilíbrio foi deslocado para a direita. Logo, a reação direta, de formação do íon $[CoC\ell_4]^{2-}(aq)$, é a endotérmica.

b) A constante de equilíbrio diminui de valor com a diminuição das concentrações dos participantes à esquerda da equação, $[Co(H_2O)_6]^{2+}(aq)$ e $C\ell^{1-}(aq)$. Isto é, K_C apresentará o menor valor quando o equilíbrio estiver deslocado para a esquerda, o que ocorre quando a solução está mergulhada em água e gelo (sistema C).

13 Alternativa b.
I. Verdadeira. A evaporação da água faz o equilíbrio equacionado ser deslocado para a esquerda (sentido de formação do carbonato de cálcio).
II. Falsa. A corrente de ar úmido desloca o equilíbrio para a direita (sentido de decomposição do carbonato de cálcio).
III. Verdadeira. A elevação da temperatura provoca uma retirada mais rápida do dióxido de carbono e uma evaporação da água líquida. A retirada dessas substâncias desloca o equilíbrio para a esquerda (sentido de formação de carbonato de cálcio).
IV. Falsa. A diminuição da temperatura faz o dióxido de carbono ficar mais solubilizado na água. Dessa forma, essas substâncias continuam fazendo parte do equilíbrio e este não é deslocado para lado nenhum.

14 Considerando o equilíbrio que envolve o gás carbônico em solução aquosa:

$$1\ CO_2(g) + 2\ H_2O(\ell) \rightleftharpoons 1\ HCO_3^{1-}(aq) + 1\ H_3O^{1+}(aq)$$

Quando o refrigerante é ingerido, a elevada concentração de íons $H_3O^{1+}(aq)$ no estômago provoca o deslocamento do equilíbrio para a esquerda, aumentando a quantidade de gás carbônico, $CO_2(g)$, desprendido e causando o arroto. Esse desprendimento ainda é favorecido pela diminuição da pressão e pelo aumento da temperatura.

– O $CO_2(g)$ é engarrafado nos refrigerantes sob alta pressão. Quando o líquido é ingerido, a pressão diminui o suficiente para provocar o escape do gás.

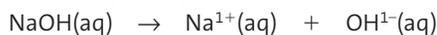
– A maior temperatura do organismo em relação ao refrigerante, em geral consumido gelado, também provoca uma diminuição na solubilidade do $CO_2(g)$.

15 Alternativa c.

O aumento de ácidos orgânicos na saliva desloca o equilíbrio da reação no sentido direto (de formação dos produtos) e, portanto, de "dissolução" do esmalte dos dentes. Isso ocorre porque os ácidos consomem os íons hidróxido, $OH^{1-}(aq)$, numa reação de neutralização.

16 São corretos os itens: 0, 1, 3 e 4.

2. Errado. [NaOH] = 0,01 mol/L

$NaOH(aq) \rightarrow Na^{1+}(aq) + OH^{1-}(aq)$

1 mol — 1 mol

10^{-2} mol — 10^{-2} mol

$pOH = -\log [OH^{1-}]$

$pOH = -\log 10^{-2} \Rightarrow pOH = 2$

$pH + pOH = 14 \Rightarrow pH = 12$

17 a) Pelo valor da constante de ionização, concluímos que se trata de um ácido fraco, portanto $(1 - \alpha) \simeq 1$.

$K_i = \alpha^2 \cdot [\ ] \Rightarrow \alpha^2 = \dfrac{K_i}{[\ ]}$

$\alpha^2 = \dfrac{1{,}0 \cdot 10^{-8}}{10^{-4}}$

$\alpha^2 = (10^{-4}) \Rightarrow \alpha = 10^{-2}$

$\alpha = \dfrac{[H_3O^{1+}]}{[\text{ácido}]} \Rightarrow [H_3O^{1+}] = \alpha \cdot [\text{ácido}]$

$[H_3O^{1+}] = 10^{-2} \cdot 10^{-4} \Rightarrow [H_3O^{1+}] = 10^{-6}$

$pH = -\log [H_3O^{1+}] \Rightarrow pH = -\log 10^{-6}$

$pH = 6$

b) A água do aquário é ácida, pois, supondo temperatura de 25 °C, possui $pH < 7$.

18 Alternativa d.

$[\ ]_i = 10^{-3}$ mol/L

Antes da diluição:

10^{-3} mol de H_3O^{1+} ———— 1 000 mL de solução

x ———— 20 mL

$x = \dfrac{20 \cdot 10^{-3}}{1\,000}$

$x = 2 \cdot 10^{-5}$ mol de H_3O^{1+} em 20 mL

Depois da diluição:

$2 \cdot 10^{-5}$ mol de H_3O^{1+} ———— 200 mL

y ———— 1 000 mL

$y = \dfrac{1\,000 \cdot 2 \cdot 10^{-5}}{200}$

$y = 10^{-4}$ mol de H_3O^{1+} em 1 000 mL

$pH = -\log [H_3O^{1+}]$

$pH = -\log 10^{-4} \Rightarrow pH = 4$

19 a) Maior que 7, pois no processo há formação de íons hidróxido, $OH^{1-}(aq)$.

b) As soluções ácidas liberam $H_3O^{1+}(aq)$, que irá reagir com $OH^{1-}(aq)$ do processo, deslocando o seu equilíbrio no sentido do consumo de $H_3C{-}NH_2$ e, dessa forma, diminuindo o cheiro de peixe.

20 Temos que:

10 mL de $HC\ell$ 0,10 mol/L $\rightarrow n = 1{,}0 \cdot 10^{-3}$ mols de H^{1+}

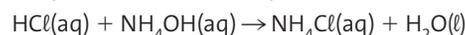
40 mL de NaOH 0,15 mol/L $\rightarrow n = 6{,}0 \cdot 10^{-3}$ mols de OH^{1-}

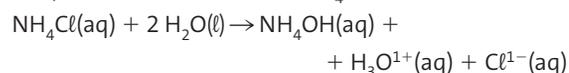
Como o $HC\ell$ é um ácido forte e o NaOH é uma base forte ocorre a reação de neutralização. Como a base está em excesso, sobram $5{,}0 \cdot 10^{-3}$ mols de OH^{1-}. O volume final da mistura é 50 mL. Portanto, a quantidade em matéria de OH^{1-} remanescente é:

$[OH^{1-}] = 5{,}0 \cdot 10^{-3}$ mols de OH^{1-} / $50 \cdot 10^{-3}$ L, logo $[OH^{1-}] = 1 \cdot 10^{-1}$ mol/L

Essa concentração corresponde a um $pOH = 1$. Sabendo que $pH + pOH = 14$ temos que: $pH = 14 - 1$, portanto, o pH da mistura é 13.

21 Reação direta: neutralização.

$HC\ell(aq) + NH_4OH(aq) \rightarrow NH_4C\ell(aq) + H_2O(\ell)$

Reação inversa: hidrólise do $NH_4C\ell$.

$NH_4C\ell(aq) + 2\ H_2O(\ell) \rightarrow NH_4OH(aq) + H_3O^{1+}(aq) + C\ell^{1-}(aq)$

A solução será ácida por causa da hidrólise do cloreto de amônio, $NH_4C\ell(aq)$, um sal derivado de ácido forte (ácido clorídrico) e base fraca (hidróxido de amônio).

22 Alternativa c.

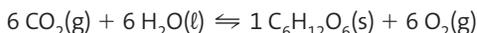
I. Errada. O hipoclorito de sódio, $NaC\ell O$, é um sal derivado de base forte (hidróxido de sódio, NaOH) e ácido fraco (ácido hipocloroso, $HC\ell O$). Logo, sofre hidrólise liberando íons hidróxido, $OH^{1-}(aq)$, para o meio. O aumento da concentração de íons hidróxido faz o equilíbrio se deslocar no sentido reação inversa (mineralização).

II. Errada. O cloreto de sódio, NaCℓ, é um sal derivado de base forte (hidróxido de sódio, NaOH) e ácido forte (ácido clorídrico, HCℓ). Logo, não sofre hidrólise.

III. Certa. O vinagre fornece íons $H_3O^{1+}(aq)$ que reagem com os íons $OH^{1-}(aq)$ formando água. A diminuição da concentração de íons $OH^{1-}(aq)$ desloca o equilíbrio no sentido da reação direta (desmineralização).

23 Alternativa d.

À medida que o fitoplâncton faz a reação de fotossíntese (na presença de luz e clorofila em meio alcalino terroso, Mg^{2+}):

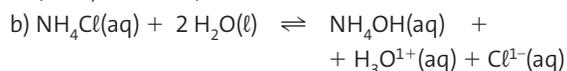
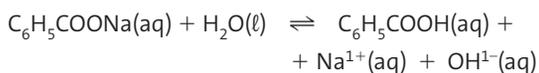
$$6\,CO_2(g) + 6\,H_2O(\ell) \rightleftharpoons 1\,C_6H_{12}O_6(s) + 6\,O_2(g)$$

ocorre consumo de gás carbônico. O gás carbônico é um óxido ácido. Com a diminuição desse gás na superfície da água, o pH do local aumenta.

24 a) O cloreto de sódio, NaCℓ, é um sal derivado de ácido forte, HCℓ(aq), e base forte, NaOH(aq), portanto seus íons não sofrem hidrólise e não causam variação de pH na solução.

O cloreto de amônio, $NH_4C\ell$, é um sal derivado de ácido forte, HCℓ(aq), e base fraca, $NH_4OH(aq)$, logo o cátion amônio, $NH_4^{1+}(aq)$, sofre hidrólise, tornando o pH da solução menor que 7 (solução ácida).

O benzoato de sódio, C_6H_5COONa, é um sal derivado de ácido fraco, $C_6H_5COOH(aq)$, e base forte, NaOH(aq); o ânion benzoato, $C_6H_5COO^{1-}(aq)$, sofre hidrólise, tornando o pH da solução maior que 7 (solução básica).

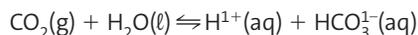
b) $NH_4C\ell(aq) + 2\,H_2O(\ell) \rightleftharpoons NH_4OH(aq) + H_3O^{1+}(aq) + C\ell^{1-}(aq)$

$$K_i = \frac{[NH_4OH(aq)] \cdot [H_3O^{1+}(aq)] \cdot [C\ell^{1-}(aq)]}{[NH_4C\ell(aq)]}$$

$C_6H_5COONa(aq) + H_2O(\ell) \rightleftharpoons C_6H_5COOH(aq) + Na^{1+}(aq) + OH^{1-}(aq)$

$$K_i = \frac{[C_6H_5COOH(aq)] \cdot [Na^{1+}(aq)] \cdot [OH^{1-}(aq)]}{[C_6H_5COONa(aq)]}$$

25 Alternativa c.

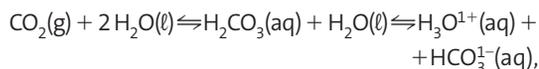
O NaCℓ é um sal proveniente de um ácido forte e de uma base forte, portanto sua solução é neutra.

26 A dissolução parcial de dióxido de carbono, CO_2, na água provoca uma diminuição do pH da água devido à formação de ácido carbônico, H_2CO_3:

$$CO_2(g) + H_2O(\ell) \rightleftharpoons H^{1+}(aq) + HCO_3^{1-}(aq)$$

Os íons H^{1+} (ou H_3O^{1+}) provenientes de uma espécie ácida reagem com carbonato formando dióxido de carbono e água:

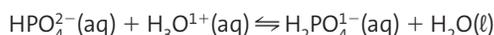
$$2\,H^{1+}(aq) + CO_3^{2-}(aq) \rightleftharpoons H_2CO_3(aq) \rightleftharpoons H_2O(\ell) + CO_2(g)$$

27 a) Pela reação:

$$CO_2(g) + 2\,H_2O(\ell) \rightleftharpoons H_2CO_3(aq) + H_2O(\ell) \rightleftharpoons H_3O^{1+}(aq) + HCO_3^{1-}(aq),$$

observamos que um aumento da taxa de respiração leva a uma maior quantidade de $CO_2(g)$ expelida e, portanto, à diminuição da sua concentração. Com isso o equilíbrio será deslocado no sentido de formação de CO (g) e a $[H_3O^{1+}]$ irá diminuir, reduzindo a acidez.

b) O uso de diuréticos irá diminuir a quantidade de H_2O, e o equilíbrio será deslocado no sentido da formação de $CO_2(g)$ e, portanto, a $[H_3O^{1+}]$ irá diminuir, elevando o pH do sangue.

28 $H_2PO_4^{1-}(aq) + OH^{1-}(aq) \rightleftharpoons HPO_4^{2-}(aq) + H_2O\,(\ell)$

$HPO_4^{2-}(aq) + H_3O^{1+}(aq) \rightleftharpoons H_2PO_4^{1-}(aq) + H_2O(\ell)$

A adição de quantidades controladas de base como NaOH(aq) desloca o primeiro equilíbrio no sentido dos produtos, consumindo os íons $OH^{1-}(aq)$ em excesso, de modo que o pH permanece praticamente constante. A adição de quantidades controladas de ácido como HCℓ(aq) desloca o segundo equilíbrio no sentido dos produtos, consumindo os íons $H_3O^{1+}(aq)$ em excesso, de modo que o pH permanece praticamente constante.

29 Alternativa d.

O pH de ambas as soluções irá aumentar (as soluções tendem a adquirir caráter básico), contudo, devido ao efeito tampão da solução I, a variação de pH nessa solução será menor do que na solução II, que não é tampão.

30 $BaSO_4(s) \rightleftharpoons Ba^{2+}(aq) + SO_4^{2-}(aq)$

$x \qquad x \qquad x$

$K_{PS} = x \cdot x$

$1 \cdot 10^{-10} = x^2 \Rightarrow x = 10^{-5}$ mol/L

10^{-5} mol de $Ba^{2+}(aq)$ —— 1000 mL de solução

y —— 200 mL de solução

$$y = \frac{200 \cdot 10^{-5}}{1000} \Rightarrow y = 2 \cdot 10^{-6} \text{ mol de } Ba^{2+}$$

$$[Ba^{2+}] = \frac{2 \cdot 10^{-6}}{5} \Rightarrow [Ba^{2+}] = 4 \cdot 10^{-7} \text{ mol/L de sangue}$$

$4 \cdot 10^{-7} < 2 \cdot 10^{-3}$. Logo, a dose não coloca em risco a vida do paciente.

31 $1\,Mg(OH)_2(s) \rightleftharpoons 1\,Mg^{2+}(aq) + 2\,OH^{1-}(aq)$

x mol/L $\qquad x$ mol/L $\qquad 2\,x$ mol/L

$x \cdot (2\,x)^2 = 5{,}0 \cdot 10^{-12}$

$4\,x^3 = 5{,}0 \cdot 10^{-12} \Rightarrow x = \sqrt[3]{\dfrac{5{,}0 \cdot 10^{-12}}{4}}$

$x = \sqrt[3]{125 \cdot 10^{-12}}$

$x = \sqrt[3]{125} \cdot \sqrt[3]{10^{-9}} \cdot \sqrt[3]{10^{-3}} \cdot \sqrt[3]{10^{-1}} \cdot \sqrt[3]{10^{-1}}$

$x = 5 \cdot (10^{-9})^{1/3} \cdot (10^{-3})^{1/3} \cdot 0{,}464 \cdot 0{,}464$

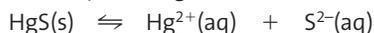
$x = 5 \cdot 10^{-3} \cdot 10^{-1} \cdot 0{,}464 \cdot 0{,}464$

$x = 1{,}076 \cdot 10^{-4}$

A solubilidade do $Mg(OH)_2$ é aproximadamente $1{,}08 \cdot 10^{-4}$ mol/L.

32 Alternativa b.

Dissolução do HgS:

$HgS(s) \rightleftharpoons Hg^{2+}(aq) + S^{2-}(aq)$

x mol

0 $\quad x$ mol $\quad x$ mol

$K_{PS(HgS)} = [Hg^{2+}] \cdot [S^{2-}]$

$K_{PS(HgS)} = 10^{-54}$

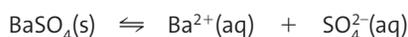
$10^{-54} = x \cdot x \Rightarrow x = 10^{-27}$ mol/L

1 L —————— 10^{-27} mol $\cdot 10^{24}$ íons

V —————— 1 íon

$$V = \frac{1 \cdot 1}{10^{-27} \cdot 10^{24}} \Rightarrow V = 1000 \text{ L}$$

33 Alternativa b.

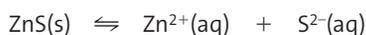
$BaSO_4(s) \rightleftharpoons Ba^{2+}(aq) + SO_4^{2-}(aq)$

x mol/L $\quad x$ mol/L $\quad x$ mol/L

$K_{PS} = [Ba^{2+}] \cdot [SO_4^{2-}]$

$10^{-10} = [Ba^{2+}] \cdot [SO_4^{2-}]$

$10^{-10} = x \cdot x \Rightarrow x = 10^{-5}$ mol/L

34 Alternativa a.

$ZnS(s) \rightleftharpoons Zn^{2+}(aq) + S^{2-}(aq)$

x mol $\quad x$ mol $\quad x$ mol

$K_{PS} = [Zn^{2+}] \cdot [S^{2-}]$

$1{,}3 \cdot 10^{-23} = x^2$

$x = 3{,}6 \cdot 10^{-12}$ mol/L

35 $1\ Ca_3(PO_4)_2(s) \rightleftharpoons 3\ Ca^{2+}(aq) + 2\ PO_4^{3-}(aq)$

1 L : X mol $\quad 3 \cdot X$ mol $\quad 2 \cdot X$ mol

$[Ca^{2+}] = 2 \cdot 10^{-3}$ mol/L

$K_{PS} = [Ca^{2+}]^3 \cdot [PO_4^{3-}]^2$

$1 \cdot 10^{-25} = (2 \cdot 10^{-3})^3 \cdot [PO_4^{3-}]^2$

$[PO_4^{3-}] = 0{,}125 \cdot 10^{-16}$

$[PO_4^{3-}] = 0{,}354 \cdot 10^{-8} \Rightarrow [PO_4^{3-}] = 3{,}54 \cdot 10^{-9}$ mol/L

A concentração de íons fosfato na qual se inicia a precipitação do sal é $3{,}54 \cdot 10^{-9}$ mol/L.

Compreendendo o mundo

Nesta unidade estudamos os sistemas em equilíbrio, vimos que em nosso organismo há vários equilíbrios químicos em desenvolvimento, quase todos relacionados a um efeito tampão, já que o equilíbrio químico é muito sensível a perturbações, deslocando-se facilmente para os produtos ou os reagentes conforme mudem as condições do meio.

Paralelo a esse estudo formal, conhecemos um pouco sobre os corais, sua importância e sensibilidade e os projetos que estão sendo desenvolvidos para proteger essa espécie.

Unidade 5 – Lixo eletrônico

Uma sugestão, antes de iniciar esta unidade é assistir à reportagem “Lixo eletrônico do Brasil” (disponível em: <www.youtube.com/watch?v=gYk_ssODOiA>. Acesso em: 21 mar. 2016). A duração é de 50min14s. A reportagem mostra que o Brasil é o país que mais acumula aparelhos eletrônicos ultrapassados e não sabe que destino dar a eles. Mostra a situação do lixo eletrônico em cinco capitais brasileiras, visita depósitos clandestinos, centros consumidores e vai até a Zona Franca de Manaus para mostrar o que as grandes empresas estão fazendo para recolher os aparelhos eletrônicos usados. A conclusão é de que a consciência ambiental não acompanha a taxa de desenvolvimento de consumo. Proponha um debate sobre esse vídeo e estimule os alunos a ler e a refletir sobre o assunto.

Os textos de abertura dos capítulos são um primeiro diálogo com o aluno e um convite para a sua participação nas atividades propostas e também para o estudo dos conteúdos desta unidade.

Como justificar para o aluno a importância do que ele irá aprender agora?

O estudo da Eletroquímica se baseia em muitos fenômenos que já foram estudados no Volume 1 como transferência de elétrons, oxidação e redução e reatividade de metais.

Vamos recordar esses fenômenos e mostrar as aplicações que eles proporcionam como as pilhas e as baterias tão incorporadas atualmente em nosso dia a dia.

Falaremos também sobre a eletrólise, um processo de obtenção de substâncias que constitui a chamada indústria de base, aquela que fornece a matéria-prima utilizada em todas as outras indústrias químicas.

Por fim, veremos os processos de obtenção de cobre eletrolítico (com 99,9% de pureza) sem o qual não teríamos acesso a eletricidade em larga escala, e a galvanoplastia, ou seja, o processo que nos permite usar uma corrente folheada a ouro ou comprar torneiras cromadas e brilhantes para nossa casa.

Aliás, como tudo na vida, exibir peças brilhantes em casa ou folheadas a metais preciosos no pescoço tem seu custo, na verdade um alto custo ambiental e social que devemos mostrar ao aluno para levá-lo a refletir: Será que vale a pena?

Sobre como desenvolvemos o conteúdo

No estudo da Eletroquímica procuramos recordar os fenômenos conhecidos e desenvolver os conceitos novos de modo simples direcionando-os a aplicações de interesse do aluno, como a diferença entre pilha ácida e pilha alcalina, por que (e como) as pilhas vazam, por que as pilhas duram

mais quando guardadas em ambientes frios e secos como o refrigerador, quais as diferenças entre os diversos tipos de baterias disponíveis no mercado, como é feito o descarte de pilhas e baterias, momento em que aproveitamos para discutir a gravidade do problema do lixo urbano e como é feita a reciclagem responsável do lixo eletrônico.

Na parte de eletrólise (com eletrodos ativos e com eletrodos inertes) enfatizamos a importância desse processo na obtenção de matérias-primas essenciais para a sociedade atual como o alumínio, o hidrogênio, o cloro, o hidróxido de sódio e o cobre eletrolítico.

Também fornecemos as leis da eletroquímica com cálculos a partir de proporções ou regras de três.

Note que optamos por não trabalhar nesse livro a parte de radioatividade, normalmente incluída no Volume de Físico-Química, porque acreditamos que a ênfase nesse estudo para o cidadão, deve ser a ação das radiações ionizantes sobre os organismos vivos. Por isso, preferimos discutir esse assunto no Volume 3, após o estudo de Química orgânica, quando o aluno já conhece a função de moléculas de gorduras, carboidratos, proteínas, DNA, e pode avaliar melhor o dano que o excesso de radiações pode nos causar.

Capítulo 10 – Pilhas e baterias

Os processos eletroquímicos estão presentes a nossa volta, no funcionamento de pilhas, baterias e celulares, na corrosão do ferro, nos processos de extração de minérios. Este primeiro capítulo apresenta a Eletroquímica, abordando alguns conceitos básicos, tais como: oxidação e redução, reatividade dos metais, cátodo e ânodo, potencial padrão de um eletrodo, cálculos da força eletromotriz. São apresentados conceitos relacionados à pilha, como uso da ponte salina, formas de representação, pilha de Daniell.

Neste capítulo também são abordados diferentes tipos de pilhas de uso cotidiano, como pilha seca, pilha alcalina, pilha de mercúrio-zinco, pilha de lítio-iodo e pilha de níquel-cádmio. Algumas baterias como a utilizada em automóveis, as pilhas de combustível e a bateria solar também são estudadas neste momento. Os conceitos de cátodo, ânodo, polo negativo, polo positivo, diferença de potencial que já foram discutidos anteriormente serão reforçados neste capítulo.

Objetivos

- Conceituar oxidação e redução.
- Identificar agente redutor e agente oxidante em uma reação de oxirredução.
- Interpretar a tabela de reatividade dos metais para compreender o funcionamento de uma pilha.
- Entender o funcionamento da pilha de Daniell.
- Compreender o significado de cátodo, ânodo, polos positivo e negativo.
- Entender a função de uma ponte salina.
- Identificar os fatores que interferem na força eletromotriz de uma pilha.
- Compreender o significado de potencial padrão de um eletrodo.
- Compreender os procedimentos utilizados para efetuar cálculos de força eletromotriz de uma pilha.
- Reconhecer que na pilha a diferença de potencial é sempre um valor positivo.
- Identificar os fenômenos de oxidação e redução, o agente redutor e o agente oxidante, o cátodo e o ânodo, o polo negativo e o polo positivo nas pilhas e baterias.
- Conhecer alguns tipos de pilhas e baterias e representar por semirreações as transformações que ocorrem.
- Determinar a equação global de algumas pilhas e baterias a partir de suas semirreações.
- Reconhecer toxidez de alguns elementos presentes nas pilhas e o risco que representam ao ser humano e ao ambiente e, assim, reconhecer a importância da reciclagem.
- Reconhecer como é feito o processo de reciclagem das pilhas.
- Reconhecer as formas de descarte do lixo e o processo de incineração.
- Efetuar cálculos de força eletromotriz de uma pilha com base nos valores dos potenciais de redução fornecidos.

Conteúdos específicos indispensáveis para a sequência dos estudos

- Reação de oxirredução: oxidação e redução.
- Agente redutor e agente oxidante.
- Cátodo e ânodo: pilha.
- Polo positivo e negativo: pilha.
- Representação: pilhas.
- Ponte salina.
- Força eletromotriz ou diferença de potencial de uma pilha.
- Identificação do cátodo e ânodo, polo negativo e polo positivo.
- Fenômenos da oxidação e redução.
- Cálculo da diferença de potencial ou força eletromotriz de uma pilha.

Comentários e sugestões

Como os conceitos de oxidação e redução são fundamentais para o estudo deste capítulo e já foram introduzidos no Volume 1, inicie fazendo uma revisão. Coloque em foco o uso da energia química e da energia elétrica. Peça que

mencionem exemplos de conversão de energia química em energia elétrica e vice-versa.

Recorde com seus alunos os conceitos de oxirredução. Escreva na lousa algumas reações e peça que compiem no caderno identificando a substância que sofreu redução, a substância que sofreu oxidação e os agentes redutor e oxidante.

Sobre a reatividade dos metais, é interessante inicialmente haver um debate do texto que responde à pergunta da seção **Foi notícia!** da página 237. Pode se propor também a seguinte questão: Quais os metais valiosos que podem ser encontrados no lixo eletrônico?. A reatividade pode ser explicada tomando os metais nobres, como, por exemplo, o ouro e a prata, como ponto de partida.

O funcionamento da pilha pode ser verificado pela atividade experimental. Maiores informações estão presentes no item referente a essa atividade.

Após a realização da atividade experimental, conceitos relacionados a pilhas, como cátodo e ânodo, formas de representação e uso da ponte salina podem ser abordados. É importante que os alunos reconheçam que a tabela de potenciais é uma ferramenta essencial, na qual é possível prever se uma reação pode ocorrer e se uma substância é agente redutor ou oxidante diante de outra. É interessante interpretar a tabela com seus alunos, para posteriormente calcular a diferença de potencial aplicada a uma pilha.

Proponha que os exercícios sejam feitos em grupos de três componentes, e cada integrante fará a resolução em seu caderno. Resolva alguns exercícios na lousa, valorizando a participação oral dos seus alunos.

Divida a sala em grupos e proponha que cada grupo faça uma pesquisa sobre algum tipo de pilha ou bateria descrita neste capítulo. É interessante que cada grupo seja responsável por um tipo de pilha ou bateria. O grupo deve realizar uma apresentação oral para a sala de maneira formal com cartazes ou informações mais importantes dispostas na lousa. Esta apresentação pode ser considerada uma forma de avaliação.

A partir daí, inicie um debate para abordar os pontos mais relevantes das apresentações dos alunos. É importante que nesse debate sejam abordados as semirreações, o cátodo e ânodo, a reação global, os polos positivo e negativo. Para maior conscientização, discuta com seus alunos algumas doenças que podem ser causadas por metais presentes nas pilhas e baterias e também como é feita a reciclagem responsável desse material.

Se houver tempo assista com seus alunos ao vídeo Lixo Eletrônico – parte 1 (disponível em: <www.youtube.com/watch?v=IHYISvN_egk>. Acesso em: 21 mar. 2016). O filme tem duração de 9min12s, e Lixo Eletrônico – parte 2 (disponível em: <www.youtube.com/watch?v=W2t1y5oq96A&NR=1>. Acesso em: 21 mar. 2016. Duração de 9min09s). Os vídeos apresentam uma usina de reciclagem na cidade de Paulínia, interior do estado de São Paulo; mostram o processo de reciclagem, uma entrevista com o presidente de logística reversa, a troca de eletrodomésticos para economizar energia, o descarte dos celulares e sua relação com substâncias tóxicas e o destino dos metais presentes nos aparelhos celulares.

Experimento

Pilhas caseiras

As questões do boxe **Investigue** deste experimento devem ser lançadas pelo professor com o intuito de instigar a curiosidade do aluno e levá-lo a construir hipóteses com base no experimento feito em aula.

O importante não é fazer os experimentos com cada material diferente para verificar o resultado, mas fazer o aluno pensar a respeito e imaginar o que é preciso para conduzir corrente elétrica. Se o aluno quiser repetir o experimento em casa, sozinho ou em grupo para buscar a resposta (nesse caso não há problema, pois é totalmente seguro), significa que estamos no caminho certo em nosso trabalho.

Investigue

1. O limão atua como eletrólito, ou seja, possui uma solução aquosa com íons que conduzem a corrente elétrica do polo negativo para o polo positivo. Pode ser substituído por qualquer outro material que atue como eletrólito. A batata crua, a maçã e a laranja dão bons resultados.
2. Porque o fio vermelho é o polo positivo do circuito, para onde vão os elétrons, e o fio preto é o polo negativo do circuito, de onde saem os elétrons. Se invertêssemos a posição dos fios não haveria condução (espontânea) de corrente elétrica.
3. Resposta pessoal. Depende dos materiais utilizados.

Resolução dos exercícios

1 Alternativa b.
Ocorre redução (ganho de elétrons) do cátion prata:
$Ag_2S + 2e^- \rightarrow 2\,Ag + S^{2-}$

2 a) O zinco metálico, Zn(s), sofreu oxidação transformando-se em cátions, Zn^{2+}(aq), que foram para a solução:
$Zn(s) \rightarrow Zn^{2+}(aq) + 2\,e^-$

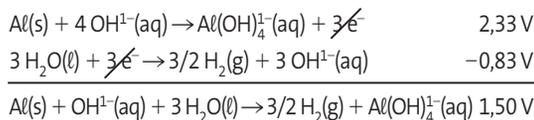
b) Os cátions cobre, $Cu^{2+}(aq)$, que estavam na solução sofreram redução e se transformaram em cobre metálico, que se depositou sobre a placa de zinco:
$Cu^{2+}(aq) + 2\ e^- \rightarrow Cu(s)$

3 Alternativa a.
O ferro, Fe(s), possui maior potencial de oxidação (ou menor potencial de redução) que o cobre, Cu(s).

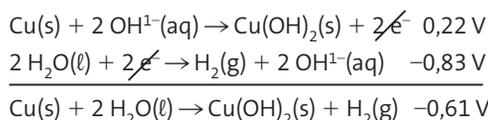
4 Alternativa a.
Pelas informações contidas no enunciado, conclui-se que a prata tem maior potencial de redução que o alumínio. Portanto, ocorre redução da prata ($Ag^{1+} \rightarrow Ag^0$). O alumínio, elemento com menor potencial de redução, sofre oxidação ($A\ell^0 \rightarrow A\ell^{3+}$).

5 (1) Falsa, ele tem maior resistência a ácidos do que a prata e o mercúrio.
(2) Verdadeiro.
(3) Verdadeiro.
(4) Falsa, os tamanhos são diferentes.
(5) Falsa, 1 mol de Aℓ produz 3 mol de elétrons, portanto serão $3 \cdot 6{,}02 \cdot 10^{23}$.

6 a) Para o Aℓ:

$$A\ell(s) + 4\ OH^{1-}(aq) \rightarrow A\ell(OH)_4^{1-}(aq) + \cancel{3e^-} \qquad 2{,}33\ V$$
$$3\ H_2O(\ell) + \cancel{3e^-} \rightarrow 3/2\ H_2(g) + 3\ OH^{1-}(aq) \qquad -0{,}83\ V$$
$$A\ell(s) + OH^{1-}(aq) + 3\ H_2O(\ell) \rightarrow 3/2\ H_2(g) + A\ell(OH)_4^{1-}(aq) \quad 1{,}50\ V$$

Objetos de alumínio não podem ser lavados com solução aquosa alcalina, pois ocorre corrosão do alumínio, uma vez que o potencial resultante (*E*) da reação final representada acima é positivo (1,50 V).

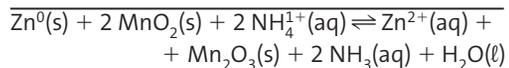
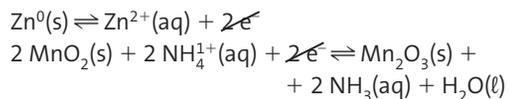
Para o Cu:

$$Cu(s) + 2\ OH^{1-}(aq) \rightarrow Cu(OH)_2(s) + \cancel{2e^-} \quad 0{,}22\ V$$
$$2\ H_2O(\ell) + \cancel{2e^-} \rightarrow H_2(g) + 2\ OH^{1-}(aq) \quad -0{,}83\ V$$
$$Cu(s) + 2\ H_2O(\ell) \rightarrow Cu(OH)_2(s) + H_2(g) \quad -0{,}61\ V$$

A reação final, representada acima, tem potencial negativo (–0,61 V), ou seja, não ocorre espontaneamente. Portanto, não há corrosão do cobre.

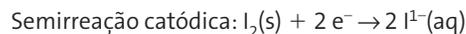
b) Alumínio é melhor redutor, pois o potencial de oxidação do Aℓ é maior do que o do Cu.

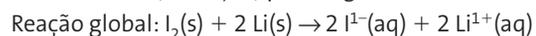
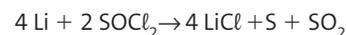
7 Alternativa e.
Conforme mostram as reações, à medida que a pilha funciona, formam-se como produtos no cátodo: $Mn_2O_3(s)$, NH_3 e H_2O; e no ânodo: Zn^{2+} (que constitui os sais de zinco).

8 a) Fazendo a somatória dos dois eletrodos, temos a reação global:

$$Zn^0(s) \rightleftharpoons Zn^{2+}(aq) + \cancel{2e^-}$$
$$2\ MnO_2(s) + 2\ NH_4^{1+}(aq) + \cancel{2e^-} \rightleftharpoons Mn_2O_3(s) + 2\ NH_3(aq) + H_2O(\ell)$$
$$Zn^0(s) + 2\ MnO_2(s) + 2\ NH_4^{1+}(aq) \rightleftharpoons Zn^{2+}(aq) + Mn_2O_3(s) + 2\ NH_3(aq) + H_2O(\ell)$$

$Zn^0(s) \rightarrow$ oxidação $\rightarrow Zn^{2+}(aq)$
$Mn^{4+}\ (MnO_2(s)) \rightarrow$ redução $\rightarrow Mn^{3+}\ (Mn_2O_3(s))$
Zn^0 = oxidação (agente redutor).
MnO_2 = redução (agente oxidante).

b) A massa de zinco metálico, Zn(s), diminui e a massa de trióxido de dimanganês, $Mn_2O_3(s)$, aumenta.

9 Alternativa e.
Estão corretas as afirmações I e IV.
Semirreação catódica: $I_2(s) + 2\ e^- \rightarrow 2\ I^{1-}(aq)$
$E^0 = +0{,}54$ V: (redução) polo positivo
Semirreação anódica: $2\ Li(s) \rightarrow 2\ Li^{1+}(aq) + 2\ e^-$
$E^0 = +3{,}05$ V: (oxidação) polo negativo
Reação global: $I_2(s) + 2\ Li(s) \rightarrow 2\ I^{1-}(aq) + 2\ Li^{1+}(aq)$
$E^0 = +3{,}59$ V

10

$$4\ Li \rightarrow 4\ Li^{1+} + \cancel{4e^-}$$
$$2\ SOC\ell + 4\ Li^{1+} + \cancel{4e^-} \rightarrow 4\ LiC\ell + S + SO_2$$
$$4\ Li + 2\ SOC\ell_2 \rightarrow 4\ LiC\ell + S + SO_2$$

11 Alternativa d.
I. Verdadeira. A reação A corresponde à oxidação anódica.
II. Verdadeira. A reação C corresponde à redução catódica.
III. Falsa. O Cd, ao sofrer oxidação (perda de elétrons),atua como agente redutor, enquanto o NiO_2 sofre redução (ganho de elétrons) e atua como agente oxidante.

12 Alternativa e.

13 Alternativa c.
IV. Falsa. As baterias de aparelhos de audição possuem mercúrio, o que é extremamente tóxico, portanto não deve ser descartada em lixo comum.

14 Alternativa c.

Capítulo 11 – Eletrólise

Este capítulo trata de um processo não espontâneo de conversão de energia elétrica em energia química: a eletrólise ígnea e discute também a eletrólise que ocorre em solução aquosa. Neste caso, é preciso verificar a ordem de descarga dos íons para determinar as substâncias formadas.

Além disso, estuda a utilização de eletrodos ativos, ou seja, que participam do fenômeno de oxirredução. São discutidos dois casos: o primeiro corresponde à eletrólise de purificação, que é aplicada para obtenção do cobre com um alto grau de pureza (cobre eletrolítico), usado na fabricação dos fios elétricos. O segundo corresponde aos processos de galvanoplastia, a técnica que permite dar um reves-

timento metálico a uma peça com objetivos estéticos e/ou de proteção contra a corrosão, por exemplo.

Uma abordagem quantitativa dos fenômenos ligados à eletrólise e às pilhas é apresentada.

Objetivos

- Conceituar eletrólise.
- Compreender que o processo de eletrólise envolve uma reação não espontânea.
- Equacionar as semirreações da eletrólise ígnea.
- Determinar a equação global da eletrólise ígnea a partir de suas semirreações.
- Reconhecer que na eletrólise, a diferença de potencial é sempre um valor negativo.
- Compreender o movimento dos elétrons numa eletrólise e reconhecer qual íon reduz e qual oxida.
- Entender como os metais puros são obtidos através da eletrólise ígnea.
- Identificar cátodo e ânodo, polo positivo e polo negativo correlacionados ao fenômeno da eletrólise.
- Compreender como ocorre a obtenção do alumínio metálico através da eletrólise ígnea da bauxita.
- Compreender como ocorre a eletrólise em meio aquoso.
- Reconhecer qual o cátion e qual o ânion se descarrega primeiro em cada sistema montado.
- Equacionar as semirreações de redução e de oxidação.
- Determinar a equação global da eletrólise em meio aquoso a partir de suas semirreações.
- Identificar cátodo e ânodo, polo positivo e polo negativo no sistema eletrolítico.
- Reconhecer os fenômenos de oxidação e redução presentes no processo.
- Compreender como ocorre o processo de eletrólise de purificação, em especial, para o cobre.
- Equacionar as reações anódicas e catódicas e a reação global da eletrólise utilizada no processo de purificação do cobre.
- Explicar como ocorre o processo eletroquímico da galvanoplastia.
- Identificar polo negativo e polo positivo, cátodo e ânodo, reações anódicas e catódicas referentes aos dois processos eletroquímicos abordados.
- Calcular a massa de um metal depositada em sistema eletrolítico.
- Calcular o volume de um gás obtido na eletrólise ígnea.
- Determinar o tempo necessário para que certa massa de metal seja depositada em processos eletroquímicos.
- Analisar gráficos da corrente elétrica em função do tempo e realizar cálculos para determinar a massa de metal depositada num processo da eletrólise.
- Calcular o tempo de funcionamento de um equipamento movido a pilhas sobre determinadas condições que são fornecidas, como por exemplo, o valor da corrente elétrica e a massa do metal que foi desgastada no processo.
- Determinar a carga associada ao íon do metal, utilizando a relação entre corrente elétrica, o tempo e a carga no depósito de certa massa de metal.
- Calcular a massa atômica de um metal por meio de processos eletrolíticos a partir do valor da massa depositada desse metal e do seu número de oxidação.

Conteúdos específicos indispensáveis para a sequência dos estudos

- Eletrólise ígnea: cátodo e ânodo, polo positivo e polo negativo, oxidação e redução.
- Semirreação e reação global da eletrólise ígnea. Descarga dos íons.
- Eletrólise aquosa: cátodo e ânodo, polo positivo e polo negativo, oxidação e redução.
- Semirreações e reação global da eletrólise em meio aquoso.
- Eletrólise por purificação: caso do cobre.
- Galvanoplastia.
- $Q = i \cdot t$.
- Uso da estequiometria para reações eletroquímicas.

Comentários e sugestões

Inicie uma discussão com seus alunos para relembrar as características das pilhas e baterias. Peça aos alunos que expressem de forma oral os conceitos das aulas anteriores. Considerando as respostas dos alunos sobre conceitos que foram relembrados, aborde a eletrólise ígnea. É importante neste momento que o aluno reconheça que esse processo ocorre com substâncias iônicas, que a pilha é um processo espontâneo, que libera energia; e eletrólise é um processo não espontâneo, que absorve energia. Questões importantes a serem debatidas com os alunos: semirreações anódicas e catódicas, identificação dos polos positivo e negativo, os fenômenos de oxidação e redução, a reação global envolvida no processo.

No início, os alunos apresentam dificuldades para representar as semirreações catódicas e anódicas. Sugere-se que os exercícios sejam feitos em dupla. É interessante que você circule pelas duplas para tentar sanar as possíveis dúvidas

que forem surgindo. No momento da correção é importante ouvir as ideias expostas pelos alunos.

Os mesmos conceitos abordados e discutidos na eletrólise ígnea são utilizados na eletrólise em meio aquoso. Vale ressaltar que o adicional deste capítulo é considerar a ordem de descarga dos íons. É importante interpretar com seus alunos a tabela de descarga de cátions e ânions e discutir as diferentes possibilidades expostas na teoria.

Experimento

Eletrólise do iodeto de potássio

Execute este experimento após a discussão dos conceitos relacionados à eletrólise em meio aquoso. À medida que forem realizando o experimento, os alunos provavelmente irão identificar os fenômenos que estão ocorrendo. Faça perguntas que possam orientar as observações dos alunos para os pontos mais importantes, buscando articular o que é observado e o que está sendo explicado.

A solução de amido deve ser feita com antecedência. Se houver um laboratório de Química na escola, monte um sistema com o tripé, a tela de amianto e o bico de Bunsen e coloque 500 mL de água destilada no béquer para aquecer.

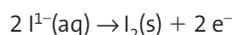
Dissolva 1 g de amido em uma pequena quantidade de água para evitar a formação de grânulos e adicione-o à água do béquer. Aqueça a mistura por um período de 3 a 4 minutos, mexendo sempre com a baqueta de vidro, sem deixar que entre em ebulição.

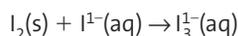
Retire do fogo e deixe esfriar. Transfira a solução para o balão volumétrico e dilua acrescentando água destilada até a marca de 1 litro.

Caso a escola não possua laboratório faça o preparo da solução em um fogão utilizando uma panela de ágata e uma colher de pau.

Investigue

1. Como o iodeto, $I^{1-}(aq)$, é um ânion menos reativo que o hidróxido, $OH^{1-}(aq)$, ele irá descarregar-se primeiro no ânodo:

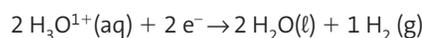
   $2\ I^{1-}(aq) \rightarrow I_2(s) + 2\ e^-$

   O iodo formado reage com os íons iodeto da solução, formando o íon complexo tri-iodeto, $I_3^{1-}(aq)$:

   $I_2(s) + I^{1-}(aq) \rightarrow I_3^{1-}(aq)$

   Os íons tri-iodeto inserem-se no interior da estrutura em novelo da amilose formando um complexo de cor azul intensa:

   $I_3^{1-}(aq)$ + amido $\rightarrow$ complexo azul de I_3^{1-} e amido

   Se a experiência for feita com água no lugar da solução de amido, será possível observar no ânodo uma coloração castanho-clara, por causa da dissolução de uma pequena quantidade de iodo na água, apesar da baixa solubilidade dessa substância (0,03 g de $I_2(s)$ a cada 100 mL de água).

2. Como o hidrônio, $H_3O^{1+}(aq)$, é um cátion menos reativo que o potássio, $K^{1+}(aq)$, ele irá descarregar-se primeiro no cátodo:

   $2\ H_3O^{1+}(aq) + 2\ e^- \rightarrow 2\ H_2O(\ell) + 1\ H_2\ (g)$

   As bolhas de hidrogênio gasoso formadas no cátodo podem ser observadas facilmente através do retroprojetor.

3. Como os íons hidrônio estão sendo consumidos, o meio torna-se básico. Graças à presença de fenolftaleína, a solução vai adquirindo uma coloração vermelha.

4. Dissociação do sal:

   $2\ KI(aq) \rightarrow 2\ K^{1+}(aq) + 2\ I^{1-}(aq)$

   Ionização da água:

   $4\ H_2O(\ell) \rightarrow 2\ H_3O^{1+}(aq) + 2\ OH^{1-}(aq)$

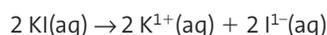
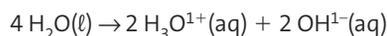
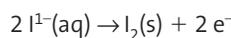
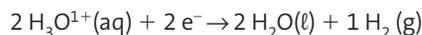
   Reação anódica:

   $2\ I^{1-}(aq) \rightarrow I_2(s) + 2\ e^-$

   Reação catódica:

   $2\ H_3O^{1+}(aq) + 2\ e^- \rightarrow 2\ H_2O(\ell) + 1\ H_2\ (g)$

   Reação global:

   $2KI(aq) + 2H_2O(\ell) \rightarrow I_2(s) + H_2(g) + 2K^{1+}(aq) + 2OH^{1-}(aq)$

Trabalho em equipe

Uma das aplicações mais importantes da eletrólise ígnea é referente à obtenção de metais puros. Por isso, é conveniente abordar a obtenção de algum metal. Como o alumínio é um metal muito presente no cotidiano, optou-se em abordar seu processo de produção.

Peça aos alunos que façam a leitura dos textos em casa e que pesquisem para responder às questões propostas.

Na aula seguinte, faça a leitura dos textos em sala, e depois forme grupos para discutir as respostas das questões feitas individualmente pelos alunos. É interessante que as questões sejam respondidas novamente, só que agora considerando a resposta do grupo. Depois, peça para os alunos compararem as respostas individuais com as elaboradas em grupo.

Comentários e sugestões

Como neste momento os alunos já têm conhecimento sobre a eletrólise, continue o assunto fazendo perguntas como: Será possível purificar o cobre utilizando a eletrólise?

Os objetos podem ser protegidos da corrosão por meio da eletrólise?

Partindo das respostas dos alunos, discorra sobre essas duas técnicas mencionando em cada caso as reações anódicas e catódicas, a reação global, polo positivo e polo negativo.

Geralmente os alunos apresentam dificuldades nos cálculos envolvidos nos processos eletroquímicos. Faça em sala os exercícios que já estão resolvidos na teoria. É necessário ter calma para trabalhar com esse conteúdo, pois o processo de entendimento dos alunos, às vezes, pode ocorrer mais lentamente. Ressalte aos seus alunos que este assunto não passa de um cálculo estequiométrico, só que agora aplicado a fenômenos eletroquímicos.

Proponha que os exercícios sejam feitos em dupla. É importante, no momento em que os alunos estiverem resolvendo os exercícios, que você passe pelas duplas para auxiliá-las e tirar possíveis dúvidas. Corrija os exercícios na lousa, destacando, no momento da correção, os aspectos importantes.

Conversa com o professor

Aplicações da eletrólise

"Os 'banhos' de ouro, prata em brincos, pulseiras, anéis consistem no depósito de uma película bem fina de ouro ou prata na superfície do metal que constitui os brincos, pulseiras. Essa deposição é feita por eletrólise e esse processo é denominado galvanoplastia ou galvanização. Quando o 'banho' é de cromo, como no caso das películas depositadas em para-choques de carros, torneiras, fechaduras, o processo recebe o nome de cromação; se o 'banho' for de níquel, niquelação.

Para o depósito de películas de metais sobre superfícies é necessário uma solução aquosa do sal do metal cujo 'banho' será dado, uma lâmina do metal que deverá ser colocada como ânodo (eletrodo positivo) e o material a ser banhado deve ser colocado como cátodo (eletrodo negativo).

A eletrólise também é usada para depósito de uma película de estanho sobre lâminas finas de aço, na produção das 'folhas de flandres', utilizadas para obtenção de latas para armazenagem de conservas, carnes enlatadas, óleos comestíveis, óleos lubrificantes...

Esse depósito também pode ser feito, mergulhando-se a lâmina de aço em recipientes contendo estanho fundido, mas o processo eletrolítico é melhor, porque ocorre uma deposição mais homogênea e perfeita produzindo uma folha de flandres mais resistente e duradoura.

O ferro e o aço são utilizados para construção de cascos de navios, mas essas substâncias na presença de água e oxigênio sofrem enferrujamento. A galvanização é usada na proteção de cascos de navios contra a corrosão. Sobre o ferro ou aço faz-se a deposição de uma camada de zinco ou coloca-se uma lâmina de zinco sobre o ferro ou aço. O zinco impede o contato entre o ferro ou o aço com a água e o oxigênio ou com o ar úmido, protegendo-os contra o enferrujamento, por esse motivo o zinco é chamado de 'metal suicida' ou 'metal de sacrifício'."

Química: materiais e transformações.
Disponível em: <http://educar.sc.usp.br/ciencias/quimica/qm1-3. htm>. Acesso em: 22 mar. 2016.

Resolução dos exercícios

1 a) $2\ LiI(\ell) \rightarrow 2\ Li^{1+}(\ell) + 2\ I^{1-}(\ell)$

$2\ I^{1-}(\ell) \rightarrow \cancel{2e^-} + 1\ I_2(s)$

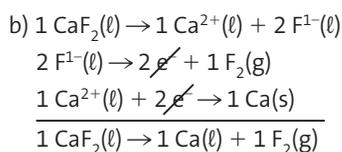
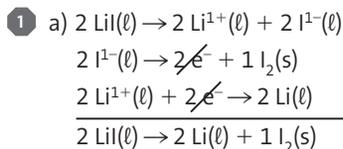
$2\ Li^{1+}(\ell) + \cancel{2e^-} \rightarrow 2\ Li(\ell)$

$2\ LiI(\ell) \rightarrow 2\ Li(\ell) + 1\ I_2(s)$

b) $1\ CaF_2(\ell) \rightarrow 1\ Ca^{2+}(\ell) + 2\ F^{1-}(\ell)$

$2\ F^{1-}(\ell) \rightarrow \cancel{2e^-} + 1\ F_2(g)$

$1\ Ca^{2+}(\ell) + \cancel{2e^-} \rightarrow 1\ Ca(s)$

$1\ CaF_2(\ell) \rightarrow 1\ Ca(\ell) + 1\ F_2(g)$

2 Alternativa c.

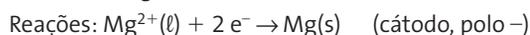
III. Nas salinas, a energia solar provoca a evaporação da água, deixando o sal como resíduo.

IV. A eletrólise ígnea do cloreto de sódio produz sódio metálico e cloro gasoso.

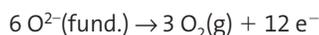
3 Alternativa c.

Na eletrólise ígnea do cloreto de magnésio, $MgC\ell_2(l)$, obtêm-se magnésio metálico no cátodo e cloro no ânodo.

Reações: $Mg^{2+}(\ell) + 2\ e^- \rightarrow Mg(s)$ (cátodo, polo –)

$2\ C\ell^{1-}(\ell) \rightarrow C\ell_2(g) + 2\ e^-$ (ânodo, polo +)

4 Alternativa c.

No ânodo ocorre um processo de oxidação:

$6\ O^{2-}(fund.) \rightarrow 3\ O_2(g) + 12\ e^-$

5 I. Brometo de cálcio, $CaBr_2(aq)$:

a) $Ca^{2+}(aq)$ e $H_3O^{1+}(aq)$: descarga do $H_3O^{1+}(aq)$.

b) $Br^{1-}(aq)$ e $OH^{1-}(aq)$: descarga do $Br^{1-}(aq)$.

c) $CaBr_2(aq) \rightarrow 1\ Ca^{2+}(aq) + 2\ Br^{1-}(aq)$

d) $4\ H_2O(\ell) \rightarrow 2\ H_3O^{1+}(aq) + 2\ OH^{1-}(aq)$

e) $2\ Br^{1-}(aq) \rightarrow 2\ e^- + 1\ Br_2(\ell)$

f) $2\ H_3O^{1+}(aq) + 2\ e^- \rightarrow 1\ H_2(g) + 2\ H_2O(\ell)$

g) $CaBr_2(aq) + 2\ H_2O(\ell) \rightarrow 1\ H_2(g) + 1\ Br_2(\ell) + Ca(OH)_2(aq)$

h) Hidróxido de cálcio.

II. Nitrato de prata, $AgNO_3(aq)$:

a) $Ag^{1+}(aq)$ e $H_3O^{1+}(aq)$: descarga do $Ag^{1+}(aq)$.

b) $NO_3^{1-}(aq)$ e $OH^{1-}(aq)$: descarga do $OH^{1-}(aq)$.

c) $4\ AgNO_3(aq) \rightarrow 4\ Ag^{1+}(aq) + 4\ NO_3^{1-}(aq)$

d) $8\ H_2O(\ell) \rightarrow 4\ H_3O^{1+}(aq) + 4\ OH^{1-}(aq)$

e) $4\ OH^{1-}(aq) \rightarrow 2\ H_2O(\ell) + 1\ O_2(g) + 4\ e^-$

f) $4\ Ag^{1+}(aq) + 4\ e^- \rightarrow 4\ Ag(s)$

g) $4\ AgNO_3(aq) + 6\ H_2O(\ell) \rightarrow 4\ Ag(s) + 1\ O_2(g) + 4\ H_3O^{1+}(aq) + 4\ NO_3^{1-}(aq)$

h) Ácido nítrico.

III. Iodeto de lítio, $LiI(aq)$:

a) $Li^{1+}(aq)$ e $H_3O^{1+}(aq)$: descarga do $H_3O^{1+}(aq)$.

b) $I^{1-}(aq)$ e $OH^{1-}(aq)$: descarga do $I^{1-}(aq)$.

c) $2\ LiI(aq) \rightarrow 2\ Li^{1+}(aq) + 2\ I^{1-}(aq)$

d) $4\ H_2O(\ell) \rightarrow 2\ H_3O^{1+}(aq) + 2\ OH^{1-}(aq)$

e) $2\ I^{1-}(aq) \rightarrow 2\ e^- + 1\ I_2(s)$

f) $2\ H_3O^{1+}(aq) + 2\ e^- \rightarrow 1\ H_2(g) + 2\ H_2O(\ell)$

g) $2\ LiI(aq) + 2\ H_2O(\ell) \rightarrow 1\ H_2(g) + 1\ I_2(s) + 2\ LiOH(aq)$

h) Hidróxido de lítio.

IV. Cloreto de cádmio, $CdC\ell_2(aq)$:

a) $Cd^{2+}(aq)$ e $H_3O^{1+}(aq)$: descarga do $Cd^{2+}(aq)$.

b) $C\ell^{1-}(aq)$ e $OH^{1-}(aq)$: descarga do $C\ell^{1-}(aq)$.

c) $CdC\ell_2(aq) \rightarrow 1\ Cd^{2+}(aq) + 2\ C\ell^{1-}(aq)$

d) $4\ H_2O(\ell) \rightarrow 2\ H_3O^{1+}(aq) + 2\ OH^{1-}(aq)$

e) $2\ C\ell^{1-}(aq) \rightarrow 2\ e^- + 1\ C\ell_2(s)$

f) $1\ Cd^{2+}(aq) + 2\ e^- \rightarrow 1\ Cd(s)$

g) $CdC\ell_2(aq) + 2\ H_2O(\ell) \rightarrow 1\ H_2(g) + 1\ C\ell_2(g) + Cd(OH)_2(aq)$

h) Hidróxido de cádmio.

6 Alternativa a.

Na eletrólise de uma solução aquosa de iodeto de sódio, NaI, o cátion que se descarrega primeiro é o que possui o maior potencial de redução, no caso o hidrônio, H_3O^{1+}. A substância formada no cátodo é o gás hidrogênio, $H_2(g)$.

O ânion que se descarrega primeiro é o que possui o maior potencial de oxidação; no caso, o iodeto, I^{1-}, e a substância formada no ânodo é o $I_2(s)$.

7 Alternativa b.

V. Errada. A chave não sofre corrosão e recebe depósito de níquel metálico em sua superfície.

8 a) $Cu^{2+} + 2\ e^- \rightarrow Cu$

1 · 63,5 g de Cu —— 2 mol de elétrons

1,272 g de Cu —— x

$x = 0{,}04$ mol de elétrons

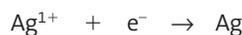
b) $X^{2+} + 2\ e^- \rightarrow X$

M g (1 mol) —— 2 mol de elétrons

3,420 g —— 0,04 mol de elétrons

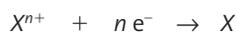
$M = 171$ g/mol $\rightarrow$ $MA = 171$ u

9 Alternativa d.

$Ag^{1+} + e^- \rightarrow Ag$

108 g de Ag —— 1 mol de elétrons

1,08 g de Ag —— x

$x = 0{,}01$ mol de elétrons

$X^{n+} + n\ e^- \rightarrow X$

0,657 g de X —— 0,01 mol de elétrons

1 mol de X 197 g de X —— n

$n = +3$

10 Cálculo da carga elétrica Q, utilizada:

1 A —— 1 C/s

10 A —— x C/965 s

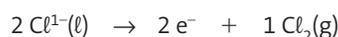
$$\frac{x\ C}{965\ s} = \frac{10\ A \cdot 1\ C}{1\ A \cdot s} \Rightarrow x\ C = \frac{965\ s \cdot 10\ A \cdot 1\ C}{1\ A \cdot s}$$

x C = 9 650 C, ou seja, $Q = 9\,650$ C

ou $Q = i \cdot t \Rightarrow Q = 10 \cdot 965 \Rightarrow Q = 9\,650$ C

Cálculo do volume de cloro obtido:

Semirreação anódica:

$2\ C\ell^{1-}(\ell) \rightarrow 2\ e^- + 1\ C\ell_2(g)$

2 mol —— 1 mol

2 · 96 500 C —— 1 · 22,4 L

9 650 C —— x

$$x = \frac{9\,650 \cdot 1 \cdot 22{,}4}{2 \cdot 96\,500} \Rightarrow x = 1{,}12\ L$$

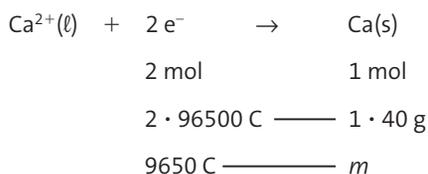
Cálculo da massa do cálcio obtida:

Semirreação catódica:

$$Ca^{2+}(\ell) + 2\,e^- \rightarrow Ca(s)$$

2 mol — 1 mol

2 · 96500 C —— 1 · 40 g

9650 C —— m

$$m = \frac{9650 \cdot 1 \cdot 40}{2 \cdot 96500} \Rightarrow m = 2{,}0\ g$$

Considerando que o processo teve um rendimento de 100%, foi possível obter 1,12 L de gás cloro e 2,0 g de cálcio metálico.

Compreendendo o mundo

Ao tratar do problema do lixo eletrônico relacionado ao assunto que estamos estudando na teoria, acabamos por vislumbrar o problema bem maior que é a geração de uma quantidade de lixo que não estamos conseguindo destinar corretamente. A quantidade e a taxa de desenvolvimento com que o lixo é descartado, paralelo ao pouco investimento que está sendo feito nessa área, levam à criação de lixões e depósitos clandestinos que prejudicam o meio ambiente e podem nos afetar por meio da água, do solo e do ar contaminados.

Tomar consciência de um problema é o primeiro passo para agir, em casa, na escola, na comunidade, para tentar inverter esse quadro.

11 Sugestão de atividade interdisciplinar

Os combustíveis

Um dos conteúdos desse volume é o estudo da termoquímica. Foram abordados assuntos relacionados ao calor liberado nas reações entre um combustível e o gás oxigênio, liberando uma certa quantidade de energia. Como há uma aplicabilidade enorme do uso dos combustíveis, acreditamos que este assunto pode proporcionar uma atividade interdisciplinar com a abordagem de temas sociais, econômicos, ambientais, englobando o ensino de Química, Biologia e Geografia.

Principais conceitos que serão trabalhados em cada disciplina

Química

- Combustível × comburente
- Reações de combustão: completa e incompleta
- Uso de combustível renovável × não renovável
- Cálculos da energia liberada na combustão de diferentes combustíveis disponíveis no mercado
- Aplicações
- Definição de biocombustíveis

Biologia

- Doenças relacionadas à poluição (em especial, emissão de gases poluentes liberados na queima de combustíveis fósseis)
- Desequilíbrios no ecossistema (aquecimento global, poluição, doenças, mortandade de animais e peixes relacionados a queima de combustíveis)
- Processo anaeróbico e aeróbico na produção de álcool utilizado como combustível
- Reação de combustão × ciclo do carbono

Geografia

- Combustíveis utilizados no Brasil
- Países: maiores produtores de combustíveis fósseis, de biocombustíveis e de fontes alternativas de energia
- Geração de empregos
- Países que mais utilizam algum combustível específico no meio de transporte
- Usinas que utilizam combustíveis para geração de energia
- Conflitos sociais como, por exemplo, a questão do petróleo no Iraque ou a questão do enriquecimento de urânio no Irã

Descrição da atividade

Química

Nas aulas de Química boa parte dos assuntos que foram sugeridos para a atividade já estão presentes na obra e com comentários e sugestões de como abordá-los. O único assunto a acrescentar seria explicar a diferença entre combustível renovável e não renovável e definição de biocombustíveis (assunto que o professor pode encontrar explicado em detalhes no Volume 3).

Destaque com seus alunos a importância da reação de um combustível com gás oxigênio liberando energia. Questione-os quanto ao uso de combustível nos meios de transporte, no aquecimento, no preparo de alimentos.

Relacione algumas substâncias utilizadas para esse fim e reflita sobre as vantagens e desvantagens de cada uma. Libera gás carbônico? É proveniente de fonte renovável? Apresenta uma boa relação entre a energia liberada e a massa queimada?

Biologia

Discuta com os alunos as doenças relacionadas à poluição atmosférica resultante da queima de combustíveis fósseis (os mais comuns), como problemas respiratórios gerados principalmente em crianças e idosos. Faça um debate sobre a expectativa de vida das pessoas em regiões mais poluídas.

Como desequilíbrio ambiental, poderia ser mencionado o derramamento de petróleo ou o vinhoto (rejeito da produção de álcool) descartado em lagos e rios.

A fermentação anaeróbica poderia ser discutida utilizando o etanol como exemplo.

Seria interessante o professor explicar o ciclo de carbono natural e como esse ciclo está se alterando por causa das atividades humanas.

Geografia

Apresente alguns países que possuem grandes reservas da matéria-prima e que obtêm alguns combustíveis, por exemplo, o petróleo, a cana-de-açúcar.

Discuta com os alunos alguns combustíveis que são importantes no Brasil e apresente vantagens e desvantagens econômicas e sociais de sua utilização, incluindo a geração de empregos.

Caracterize com os alunos as usinas termelétricas.

Como trabalhar?

Sugerimos que os professores das três disciplinas estejam sempre presentes nas possíveis decisões das etapas do projeto:

1ª etapa

- Formação de grupos (no máximo até 5 alunos).
- Como há uma grande variedade de combustíveis, sugerimos que os professores das diferentes disciplinas se reúnam e decidam quais poderiam ser trabalhados valorizando o conhecimento de todas as áreas abordadas. Algumas sugestões:

  Gasolina, óleo *diesel*, etanol, gás hidrogênio, carvão vegetal (madeira), gás natural, urânio-235.
- Cada grupo seria responsável por um combustível específico.

2ª etapa

- Os professores poderiam orientar seus alunos para que realizem uma pesquisa (internet, livros didáticos, jornais, revistas, enciclopédias, filmes) sobre o combustível com o qual trabalharão, valorizando o conhecimento de todas as disciplinas.
- Os alunos poderiam fazer entrevistas com pessoas da sua comunidade (pais, avós, tios, vizinhos) sobre o que sabem a respeito de combustíveis, em especial, daquele com o qual estão trabalhando.
- Os alunos poderiam fotografar, filmar imagens referentes ao combustível em questão, como também ambientes em que há poluição atmosférica, usinas termelétricas, etc.

3ª etapa

- Após a coleta de dados feita pelos alunos e orientada pelos professores, proponham que eles redijam um texto sobre os aspectos que considerarem mais importantes. Vale ressaltar que o texto pode ser ilustrado com as imagens que foram coletadas, gráficos que consideram importantes, tabelas, etc.

Defina alguns critérios para que todos os textos tragam os seguintes itens:

- Objetivo
- Metodologia (a forma utilizada para fazer a pesquisa)
- Resultados e discussões (dados mais importantes e possíveis análises com opiniões críticas)
- Considerações finais (a conclusão da pesquisa realizada)

4ª etapa

Para verificar o progresso dos estudantes em relação à interdisciplinaridade, sugerimos que os grupos construam um mapa conceitual com base no texto que eles produziram.

Optamos por escolher essa ferramenta pela sua versatilidade como instrumento de organização de estruturas conceituais e pelo fato de esses mapas se basearem na relação entre conceitos, ou seja, de evidenciarem as relações existentes entre a Química, a Biologia e a Geografia.

O mapa conceitual pode ser manuscrito ou pode ser feito no computador. É importante ressaltar ao professor que é necessário capacitar os alunos para que eles possam construir esses mapas conceituais.

5ª etapa

Cada grupo apresentará seu mapa conceitual para a sala durante 10 minutos.

Avaliação

O trabalho deverá ser avaliado pelos três professores, levando em consideração:

A parte escrita.

O mapa conceitual elaborado.

A apresentação oral.

A participação de cada membro do grupo.

12 Referências bibliográficas

Teoria

- ATKINS, Peter; JONES, Loretta. *Princípios de Química*: questionando a vida moderna. São Paulo: Bookman, 2006.
- BALL, David W. *Físico-Química*. São Paulo: Thomson, 2005.
- BERGIER, Jacques. *Os impérios da Química moderna*. São Paulo: Hemus, 2007.
- BRADY, Joel W.; RUSSELL, John W.; HOLUM, John R. *Química*: a matéria e suas transformações. 3. ed. Rio de Janeiro: LTC , 2006. v. 1.
- BROWN, Theodore; LEMAY, H. Eugene; BURSTEN, Bruce E. *Química*: a ciência central. 9. ed. Prentice-Hall, 2005.
- CHAGAS, Pereira Aécio. *Como se faz Química*: uma reflexão sobre a Química e a atividade do químico. 2. ed. Campinas: Ed. da Unicamp, 1992.
- COTTON, Albert; WILKINSON, Geoffrey. *Advanced Inorganic Chemistry*. 6. ed. New York: John Wiley & Sons, 1999.
- KOTZ, John C.; TREICHEL JUNIOR, Paul M. *Química geral e reações químicas*. 5. ed. São Paulo: Pioneira Thomson, 2005. v. 1.
- LEE, John David. *Química Inorgânica não tão concisa*. São Paulo: Edgard Blücher, 2003.
- LEHNINGER. *Bioquímica*. 4. ed. São Paulo: Sarvier, 2006.
- LOURENÇO, Maria da Graça. *Química, ciências físico-químicas*. Porto: Porto Editora, 1996.
- LUTFI, Mansur. *Os ferrados e os cromados*. Ijuí: Ed. da Unijuí-RS, 1992.
- MCMURRY, John. *Química Orgânica*. 6. ed. São Paulo: Cengage Learning, 2005. v. 1 e 2.
- MENDES, Aristênio. *Elementos de Química Inorgânica*. Fortaleza: Ed. da Cefet, 2005.
- OGA, Suzi. *Fundamentos de toxicologia*. São Paulo: Atheneu, 1996.
- PERRY, Robert H.; GREEN, Don W. *Perry's Chemical Engineer's Handbook.* 6. ed. Kansas: McGraw-Hill, 1997. (Chemical Engineering Series).
- PIMENTEL, George C. (Org.). *Química*: uma ciência experimental. 4. ed. Lisboa: Fundação Calouste Gulbenkian, 1991.
- PORTO, Paulo Alves. *Van Helmont e o conceito de gás*: Química e Medicina no século XVII. São Paulo: Educ, 1995.
- POSTMA, James M.; HOLLENBERG, J. Leland. *Química no laboratório*. São Paulo: Manole, 2009.
- ROCHA, J. C.; ROSA, A. H.; CARDOSO, A. A. *Introdução à Química ambiental*. Porto Alegre: Bookman, 2004.
- ___________. *Introdução à Química ambiental*. São Paulo: Bookman, 2009.
- RUSSELL, John Blair. *Química geral*. Rio de Janeiro: McGraw-Hill/Makron Books. 2000. v. 1 e 2.
- SIENKO, M. J.; PLANE, R. A. *Química*. 7. ed. São Paulo: Nacional, 1981.
- SKOOG, A. D. et al. *Fundamentos de Química analítica*. São Paulo: Cengage Learning, 2005.
- SNYDER, Carl H. *The Extraordinary Chemistry of Ordinary Things*. 2. ed. Nova York: John Wiley & Sons, 1995.
- SOLOMONS, Graham T. W.; FRYHLE, Craig B. *Química orgânica*. 9. ed. Rio de Janeiro: LTC, 2009. v. 1 e 2.
- SPENCER, James N. *Química*: estrutura e dinâmica. Rio de Janeiro: LTC, 2007. v. 1 e 2.
- ___________; BODNER, George M.; RICKARD, Lyman H. *Química*: estrutura e dinâmica. Rio de Janeiro: LTC, 2007.

Pedagogia

- ABRAHÃO, Maria Helena Menna Barreto et al. *Avaliação e erro construtivo libertador:* uma teoria-prática includente em educação. Porto Alegre: Ed. da PUC-RS, 2000.
- BERNARDO, Gustavo. *Educação pelo argumento.* Rio de Janeiro: Rocco, 2000.
- CAMARGO, Alzira Leite Carvalhais. Mudanças na avaliação da aprendizagem escolar na perspectiva da progressão continuada: questões teórico-práticas. In: *Formação do educador e avaliação educacional*. São Paulo: Ed. da Unesp, 1999.
- COLL, C. et al. *Os conteúdos na reforma*: ensino e aprendizagem de conceitos, procedimentos e atitudes. Porto Alegre: Artmed, 1998.
- ENRICONE, Délcia; GRILLO, Marlene. *Avaliação*: uma discussão em aberto. 2. ed. Porto Alegre: Ed. da PUC-RS, 2003.
- FAZENDA, Ivani (Org.). *Metodologia da pesquisa educacional*. São Paulo: Cortez, 1994.

- FREIRE, Paulo. *A importância do ato de ler*. 12. ed. São Paulo: Cortez, 1982.
- __________. *Pedagogia da autonomia*: saberes necessários à prática educativa. 22. ed. São Paulo: Paz e Terra, 2002.
- HERNANDEZ, F.; VENTURA, M. *A organização do currículo por projetos de trabalho*: o conhecimento é um caleidoscópio. 5. ed. Porto Alegre: Artmed, 1998.
- HOFFMANN, Jussara M. L. *Avaliação, mito & desafio*: uma perspectiva construtivista em avaliação. 10. ed. Porto Alegre: Educação e Realidade, 1993.
- ____________. *Avaliação mediadora*: uma prática em construção da pré-escola à universidade. Porto Alegre: Educação e Realidade, 1994.
- LIBÂNEO, José Carlos. *Didática*. São Paulo: Cortez, 1994.
- ____________. *Adeus professor, adeus professora?:* novas exigências educacionais e profissão docente. 5. ed. São Paulo: Cortez, 2001.
- LIMA, Adriana de Oliveira. *Avaliação escolar:* julgamento ou construção? Petrópolis: Vozes, 1994.
- LUCKESI, Cipriano Carlos. *Avaliação da aprendizagem escolar*: estudos e proposições. 10. ed. São Paulo: Cortez, 2000.
- MARQUES, Mario Osório. *Escrever é preciso*: o princípio da pesquisa. Ijuí: Ed. da Unijuí-RS, 2003.
- MENEZES, H. C.; FARIA, A. G. Utilizando o monitoramento ambiental para o ensino de Química. Pedagogia de projeto. *Química Nova*, São Paulo, v. 26, n. 2, p. 287-290, 2003.
- MOREIRA, M. A.; MASINI, E. F. *Aprendizagem significativa:* a teoria de David Ausubel. São Paulo: Moraes, 1982.
- OLIVEIRA, M. K. *Vygotsky*: aprendizado e desenvolvimento, um processo sócio-histórico. São Paulo: Scipione, 1995.
- SANTOS, W. L. dos; SCHNETZLER, R. P. Função social: o que significa o ensino de Química para formar o cidadão? *Química Nova na Escola*, São Paulo, n. 4, p. 28-34, 1996.
- VYGOTSKY, L. S. *Pensamento e linguagem*. Tradução de J. L. Camargo. São Paulo: Martins Fontes, 1987.